



# LA MATERIA ESTRUCTURA ATÓMICA



**Prof. Leopoldo Simoza León**



## Contenido

1.- Introducción.....	6
2.- Propiedades de la materia. ....	7
2.1.1.- Propiedades Generales.....	8
2.1.2.- Las Propiedades Específicas.....	8
3.- Teoría Atómica. Modelos Atómicos.....	10
3.1.- Teoría Atómica de Dalton.....	10
3.2.- Modelo atómico de Thomson.....	12
3.3.- Descubrimiento del electrón.....	12
3.4.- Modelo atómico de Rutherford.....	14
3.5.- Modelo atómico de Bohr.....	16
3.6.- Validez de los modelos.....	19
3.7.- Resumen de los modelos atómicos:.....	20
4. Concepción Actual del Átomo.....	21
4.1.- Fundamentos de Mecánica Cuántica. ....	22
4.2.- Dualidad Onda-Corpúsculo: Hipótesis de De Broglie.....	22
4.3.- Determinismo o Indeterminismo: Principio de Incertidumbre o de Indeterminación de Heisenberg.....	23
5.- Núcleo. Propiedades que se derivan del núcleo. ....	25
5.1.- Número Atómico (Z). ....	25
5.2.- Peso Atómico.....	25
5.3.- Isótopos. ....	27
5.4.- Isobaros.....	30
5.5.- Isótonos. ....	31
5.6.- Representación de los átomos en las reacciones nucleares. ....	31
6.- Radioactividad.....	32
6.1.- Emisión de Partículas Beta. ....	32
6.2.- Emisión de Partículas Alfa. ....	33
7.- Leyes del Desplazamiento Radioactivo.....	34
8.- Transmutación Artificial.....	36
9.- Corona. Distribución de Electrones. ....	37
10.- Clasificación de los Elementos según su distribución electrónica.....	41
11.- Ubicación de un elemento en la Tabla Periódica.....	42

11.1.- Elementos Típicos:.....	42
11.2.- Gases Inertes. ....	43
11.3- Elementos de transición.....	43
11.4.- Tierras Raras.....	44
12.- La Valencia Electrónica.....	45
12.1.- Electrovalencia. ....	45
12.2.- Covalencia.....	46
12.2.1.- Covalencia Normal. ....	46
12.2.2.- Covalencia Dativa.....	48
13.- Resonancia. ....	48
14.- Estructuras de Lewis.....	49
14.2.- Método general para obtener estructuras de Lewis .....	51
14.3.- Moléculas con enlaces dobles y triples.....	52
15.- Orbitales y Números Cuánticos. ....	53
15.2.- Principio de Exclusión de Pauli.....	58
15.3.- Representación de los Orbitales.....	58
15.4.- Las energías de los orbitales atómicos.....	60
15.5.- Tipos de configuración electrónica. ....	61
15.5.1.- Configuración estándar.....	61
15.5.2.- Configuración condensada.....	62
15.5.3.- Configuración desarrollada.....	62
15.5.4.- Configuración semi-desarrollada.....	62
15.6.- Desviaciones de las Estructuras Electrónicas Esperadas .....	66
15.7.- Resumen. ....	66

## 1.- Introducción

En forma general se define la materia como todo aquello que tiene masa, energía, ocupa un lugar en el espacio, posee inercia y es susceptible a los cambios, pero no puede ser destruida.

A toda porción limitada de materia se le denomina “**cuerpo**”.

La Química es la ciencia que describe la Materia, sus propiedades físicas y químicas, las transformaciones que experimenta y la energía involucrada en tales procesos.

Todos los cuerpos que nos rodean, sean vivientes o no, son materiales, esto quiere decir, que el espacio que ocupan, espacio dado por su volumen, es llenado por la materia. Dicho de otro modo, la materia es el constituyente universal de todos los cuerpos. Además de ocupar un volumen, la materia tiene otras propiedades tales como, masa, energía, presión, temperatura, densidad, etc., y tales propiedades determinan la existencia de una enorme diversidad de especies materiales en el universo.

Los diferentes cuerpos, por tanto, han de ser mezclas de diferentes especies materiales, identificables por medio del análisis químico.

Tales especies materiales son las sustancias químicas. Por ejemplo, el nitrógeno, el oxígeno, el argón, el dióxido de carbono, el agua (vapor), etc., son sustancias químicas que se encuentran mezcladas en el aire.

Una de las preocupaciones de los químicos es la de conocer la composición química de los cuerpos, así como la composición, estructura y propiedades de todas las sustancias químicas, pues de tales conocimientos dependerá su aprovechamiento.

Desde la Antigüedad, el ser humano se ha cuestionado de qué estaba hecha la materia. En la antigua Grecia dos concepciones filosóficas compitieron por dar una interpretación racional a esta cuestión:

1. Leucipo y su discípulo Demócrito consideraban que la materia estaba constituida por pequeñísimas partículas (no visibles a simple vista) que no podían ser divididas en otras más

pequeñas. A estas partículas se las llamó átomos, que en griego significa "indivisible".

2. Aristóteles era partidario de la teoría de los cuatro elementos, según la cual toda la materia estaría formada por la combinación de cuatro elementos básicos: aire, agua, tierra y fuego.

Las ideas de Demócrito sobre la materia fueron rechazadas por los filósofos de su época, mientras que la teoría de los cuatro elementos se acabó imponiendo durante muchos siglos. Habrían de transcurrir dos milenios para que la concepción atómica fuera tomada de nuevo en consideración.

En el siglo XVIII, surge la teoría cinético-corpúscular, que supone que todos los materiales están hechos de partículas inmensamente pequeñas, dotadas de un cierto estado de movimiento (caótico en los gases, y más ordenado y restringido en sólidos y líquidos). Si bien es una teoría nacida para explicar el comportamiento de los gases y los estados de la materia (volumen, temperatura y presión de los gases, cambios de estado, etc.), no detalla la estructura interna de la materia, ni ciertos fenómenos derivados de ella (composición interna de las partículas, diferenciación de partículas de distintas sustancias y de sus propiedades, naturaleza de las fuerzas de cohesión entre las partículas, combinación de partículas (moléculas y cristales), fenómenos eléctricos de las partículas, etc.).

Las limitaciones de la teoría cinético-corpúscular hicieron necesaria una ampliación de la misma, llevando a los científicos a la elaboración una teoría paralela que la complementase. La labor de muchos científicos, como Antoine Lavoisier, John Dalton y Dimitri Mendeleiev condujo a la elaboración de la teoría atómico-molecular de la materia, base de la moderna ciencia química.

## **2.- Propiedades de la materia.**

### **2.1.- Propiedades características y no características**

Por su naturaleza las propiedades de la materia se clasifican en:

- Físicas

- Químicas
- Biológicas

Otro parámetro considerado para clasificar las propiedades de la materia, toma de referencia si éstas se presentan en cualquier tipo de materia o no, originando la siguiente clasificación:

Generales	Intensivas
	Extensivas
Específicas	Intensivas
	Extensivas

**2.1.1.- Propiedades Generales** también conocidas como **No características** son aquellas que no dependen de la naturaleza del material, es decir no son propias de él, por lo que no permiten identificarlo. Algunas de las propiedades generales se les da el nombre de extensivas, pues su valor depende de la cantidad de materia, tal es el caso de la masa, peso, volumen, la inercia, la energía, impenetrabilidad, porosidad, divisibilidad, elasticidad, maleabilidad, tenacidad y dureza entre otras.

**2.1.2.- Las Propiedades Específicas** también conocidas como propiedades **Características**, son aquellas que dependen de la naturaleza del material, lo que permite poder identificarlo. Algunas son: El punto de fusión, de ebullición, la densidad, entre otros. También se denominan propiedades intensivas.

A simple vista podemos distinguir entre muchos tipos de sustancias: la madera, el plástico, el oro o la plata, y muchas más. Existen, por lo tanto, características que nos permiten diferenciar los distintos tipos de materia y que reciben el nombre de propiedades características, ya que nos ayudan a caracterizar o identificar las distintas sustancias. Al contrario que propiedades generales, existen innumerables propiedades características por lo que sólo podremos considerar unas pocas, aunque nombremos muchas: color, sabor, dureza, densidad, brillo, conductividad térmica y eléctrica, punto de fusión, punto de ebullición, solubilidad, etc.

Las propiedades características como ya hemos establecido, tienen en química particular importancia, pues ellas permiten reconocer una sustancia y diferenciarlas de las demás

Estas propiedades se les llaman a menudo constantes físicas, siendo su utilidad notable en el trabajo del químico, ya que sus valores son altamente confiables no solo para identificar una sustancia sino también para determinar su grado de pureza.

Para identificar una sustancia no nos bastará con conocer una de sus propiedades características, sino que habremos de identificar varias de ellas, las más importantes, y las más fáciles de determinar son: la densidad, los puntos de fusión y ebullición, relacionados con la temperatura, y la solubilidad, que también tiene que ver, de otra forma, con la temperatura.

Las propiedades características se determinan a través de análisis, estos análisis son análisis cualitativo y análisis cuantitativo.

En los análisis cuantitativos se recurre a las propiedades características medibles; y en el análisis cualitativo, a las propiedades características no medibles.

Las propiedades características medibles son:

Densidad: masa de un cuerpo por unidad de volumen

Punto de fusión: temperatura a la que el estado sólido y el estado líquido de una sustancia se encuentran en equilibrio.

Punto de ebullición: temperatura a la que la presión de vapor de un líquido se iguala a la presión atmosférica existente sobre dicho líquido.

Solubilidad: La solubilidad es una medida de la capacidad de una determinada sustancia para disolverse en otra. Puede expresarse en moles por litro, en gramos por litro, o en porcentaje de soluto; en algunas condiciones se puede sobrepasarla, denominándose a estas soluciones sobresaturadas. El método preferido para hacer que el soluto se disuelva en esta clase de soluciones es calentar la muestra. La sustancia que se disuelve se denomina soluto y la sustancia donde se disuelve el soluto se llama disolvente.

Las propiedades características no medibles son:

**Olor:** es una propiedad intrínseca de la materia y se define como la sensación resultante de la recepción de un estímulo por el Sistema Sensorial Olfativo.

**Sabor:** es la impresión que nos causa un alimento u otra sustancia, y ésta determina principalmente por sensaciones alucinógenas combinadas, detectada por el gusto.

**Textura:** es la propiedad que tienen las superficies externas de los objetos, así como las sensaciones que causan, que son captadas por el sentido del tacto.

**Brillo:** es el resultante de la reflexión y la refracción de la luz en la superficie de un mineral.

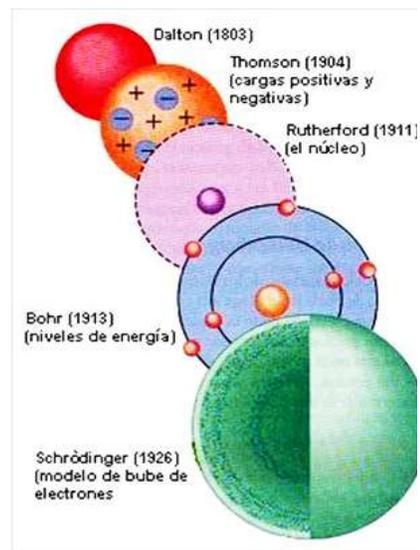
### 3.- Teoría Atómica. Modelos Atómicos.

#### 3.1.- Teoría Atómica de Dalton.

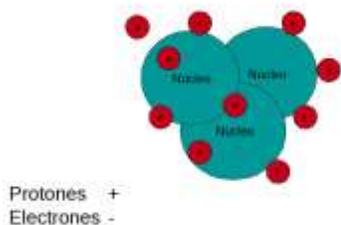
Gracias a diversos estudios experimentales, a principios del siglo XIX ya se tenía conocimiento de distintos conceptos químicos, como existencia de elementos y compuestos químicos (Boyle y Lavoisier), el conocimiento de algunos elementos químicos, las leyes básicas de las reacciones químicas (ley de la conservación de la masa, leyes de las proporciones constantes, y ley de las proporciones múltiples), etc.

Basándose en todo este conjunto de conocimientos, Dalton desarrolla en 1808 su modelo atómico, en base a las siguientes hipótesis:

1. La materia está formada por minúsculas partículas indivisibles llamadas átomos.
2. Hay distintas clases de átomos, con diferentes masas y propiedades. Los átomos de un elemento son todos iguales y presentan las mismas propiedades. Por el contrario, los



### Modelo atómico de Dalton



átomos de distintos elementos son diferentes y presentan otras propiedades.

3. Los átomos son inmutables (no se pueden transformar de un tipo en otro).

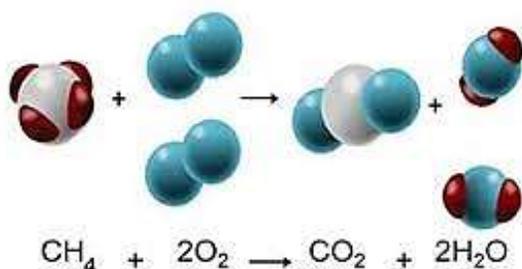
4. Los compuestos químicos están formados por la unión de un número entero de átomos de distintos elementos, siempre en la

misma proporción.

5. En las reacciones químicas de sustancias, los átomos se separan, se combinan y se redistribuyen entre las sustancias que reaccionan. Sin embargo, ningún átomo se crea, ni se destruye, ni se convierte en un átomo de otro elemento.

Dalton postuló que la materia está formada por átomos. No intentó describir la estructura o composición de los átomos, ni tenía idea de cómo era un átomo. Sin embargo, se dio cuenta que existían diferencias en las propiedades mostradas por elementos como el hidrógeno y el oxígeno, lo que sólo se puede explicar con la idea de que los átomos de hidrógeno son diferentes de los átomos de oxígeno.

Esta hipótesis sugiere que para formar un determinado compuesto no solamente se necesitan los átomos de los elementos correctos, sino que es indispensable un número específico de dichos átomos. Así, si se analizan distintas muestras de dióxido de carbono gaseoso, en todas ellas se encontrará la misma proporción de masa de carbono y oxígeno (y por tanto, la misma cantidad de átomos de carbono y oxígeno).



En la reacción mostrada en la figura, una molécula de metano ( $\text{CH}_4$ ) reacciona con 2 moléculas de oxígeno ( $\text{O}_2$ ). Fruto de la reacción se produce dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

Note que en la reacción los átomos sólo se recombinan, no se crean nuevos átomos, ni desaparecen, ni se transforman.

Como se sabe hoy, la teoría atómica de Dalton era incompleta. Posteriormente se fueron descubriendo un conjunto de hechos científicos que pondrían de manifiesto importantes lagunas y errores en casi todas las hipótesis de la teoría atómica, que hubieron de corregirse (naturaleza eléctrica de la materia, indivisibilidad y estructura interna del átomo, los mecanismos de formación de moléculas, existencia de isótopos, radioactividad, etc.). No obstante, estas modificaciones no significaron una ruptura radical con las propuestas de Dalton, sino una profundización y enriquecimiento de una teoría incompleta. La teoría atómica debe considerarse como uno de los pilares más importantes de la química moderna.

### 3.2.- Modelo atómico de Thomson

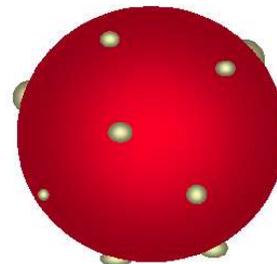
Algunos fenómenos de electrización de los cuerpos pusieron de manifiesto la naturaleza eléctrica de la materia. Estos fenómenos eléctricos son debidos a una propiedad de la materia llamada carga eléctrica. Existen dos tipos de carga: positiva y negativa. Dos cuerpos que hayan adquirido una carga del mismo tipo se repelen, mientras que si poseen carga de distinto tipo se atraen.

En general, la materia es eléctricamente neutra, es decir, tiene la misma cantidad de cada tipo de carga. Sin embargo, los cuerpos pueden electrizarse, cargándose positivamente o negativamente si ganan o pierden cargas de alguno de los dos tipos.

**3.3.- Descubrimiento del electrón.** En 1897, el científico inglés Thomson realizaba experimentos con rayos catódicos (rayos de luz que aparecen cuando un gas encerrado en un tubo de vidrio se somete a elevadas tensiones). Thomson descubrió que tales rayos eran desviados por la acción de campos eléctricos o magnéticos, lo cual

Modelo Atómico de Thomson

● = -  
● = +



significaba que presentaban carga. Al estudiar las partículas que formaban estos rayos, Thomson observó que tales partículas siempre eran las mismas (presentaban la misma masa y cantidad de carga negativa), cualquiera que fuese el gas del interior del tubo. También observó que dicha masa era mucho más



pequeña que la masa de los átomos de los gases empleados. De esta forma, se demostró que los rayos estaban formados por una corriente de partículas cargadas negativamente, de masa mucho más pequeña que la de los átomos, que llamó electrones.

El descubrimiento del electrón hizo que Thomson se plantease las siguientes cuestiones:

Los electrones son partículas más pequeñas que el átomo. Por tanto, los átomos no son indivisibles, ya que los electrones son partículas que forman parte de los átomos.

1. En los átomos hay partículas con carga negativa llamadas electrones. La materia debe ser eléctricamente neutra, lo cual implica que en el átomo deben existir cargas positivas que compensen la carga de los electrones.
2. Si las cargas negativas de los átomos pertenecen a los electrones, partículas de masa mucho más pequeña, la mayor parte de la masa del átomo se debe a las partículas con carga positiva.

Todo ello llevó a Thomson a enunciar su propio modelo atómico, que tomaba en cuenta la existencia del electrón como partícula subatómica, modificando la teoría atómica de Dalton. El modelo atómico de Thomson representaba al átomo como una esfera formada por una masa fluida de baja densidad con carga positiva, en la que se hallaban incrustados los electrones (modelo “pudding de pasas” o “sandía”).

Casi la totalidad de la masa del átomo se concentraba en dicha masa fluida.

El modelo atómico de Thomson también explicaba la electrización positiva o negativa de la materia, mediante la pérdida o ganancia de electrones. Así, por ejemplo, cuando un átomo perdía un electrón de su superficie, éste quedaba cargado eléctricamente con una carga positiva. Análogamente, si un átomo ganaba electrones, entonces quedaba cargado negativamente.

A los átomos con carga positiva se les denominó cationes (porque son atraídos por el cátodo o polo negativo) y a los átomos con carga negativa aniones (porque son atraídos por el ánodo o polo positivo).

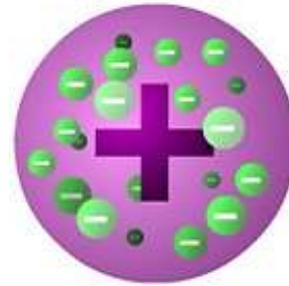
### 3.4.- Modelo atómico de Rutherford

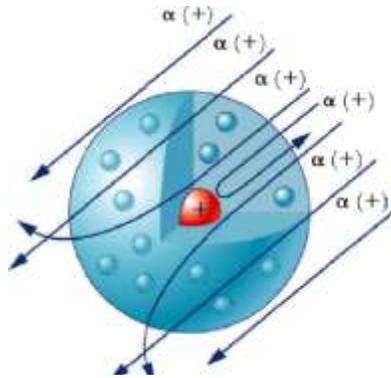
Los experimentos llevados a cabo en 1911 bajo la dirección de Rutherford modificaron las ideas existentes sobre la naturaleza del átomo. Rutherford y sus colaboradores bombardearon una fina lámina de oro con partículas alfa (núcleos de helio) procedentes de un elemento radiactivo. Detrás de la lámina se colocó una placa fluorescente para estudiar las trayectorias de las partículas.

Debido a la baja densidad del fluido que constituía el átomo, se esperaba que todas las partículas atravesasen la lámina de oro. Sin embargo, el experimento arrojó resultados inesperados, ya que no todas las partículas atravesaban la lámina, sino que algunas resultaban desviadas, e incluso llegaban a rebotar.

Como el propio Rutherford expresó: “el hecho es tan increíble como si se disparase un proyectil de 40 cm contra una lámina de papel de seda, y el proyectil rebotase”. Evidentemente, tales resultados eran incompatibles con el modelo de átomo formulado por Thomson.

MODELO DE  
J.J. THOMSON  
"Budín de Pasas"

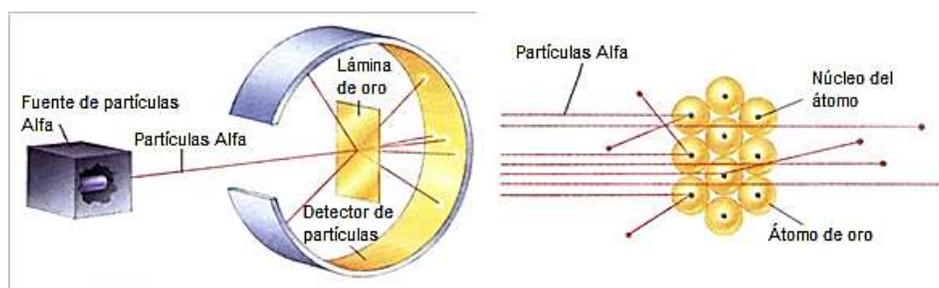




Basándose en los resultados obtenidos en sus experimentos, Rutherford estableció el llamado modelo atómico de Rutherford o modelo atómico nuclear.

El átomo está formado por dos partes: núcleo y corteza:

- El núcleo es la parte central del átomo. Tiene un tamaño muy pequeño, y en él se encuentra toda la carga positiva, y prácticamente toda la masa del átomo. En la experiencia de Rutherford, el núcleo es el responsable de las partículas alfa rebotadas, mientras que su carga positiva explica la desviación de las partículas alfa (también con carga positiva).
- La corteza es casi un espacio vacío, inmenso en relación con las dimensiones del núcleo. Eso explica que la mayor parte de las partículas alfa atraviesan la lámina de oro sin desviarse. Aquí se encuentran los electrones, de masa mucho más pequeña que el núcleo y carga negativa, y están orbitando alrededor del núcleo. Los electrones están ligados al núcleo por la atracción eléctrica entre cargas de signo contrario.



Más adelante, los trabajos del físico inglés Mosley condujeron a la hipótesis (y posterior confirmación), de la existencia de partículas con carga positiva del mismo valor que la del electrón, pero de mucha mayor masa, en el núcleo de los átomos, a las que se dio el nombre de protones. Como la carga de protones y electrones es de igual

magnitud pero contraria, se dedujo que en los átomos de la materia neutra el número de protones debía ser igual al número de electrones. Sin embargo, los estudios revelaron que la suma de las masas de protones y electrones no coincidía con la masa total del átomo. Rutherford propendría la existencia de otra partícula en el núcleo que tendría una masa similar a la del protón, pero que carecería de carga, por lo que la denominó neutrón. La evidencia experimental de esta partícula no se tuvo hasta 1932 con los experimentos de Chadwick.

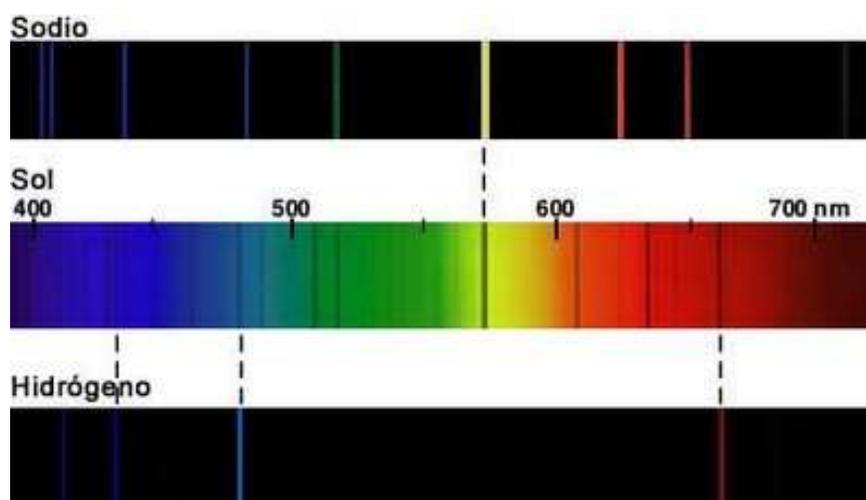
Así pues, en el núcleo de los átomos se encuentran los protones y neutrones, mientras que en la corteza, orbitando en torno al núcleo, se encuentran los electrones.

### **3.5.- Modelo atómico de Bohr**

El modelo atómico de Rutherford adolece de ciertas inconsistencias, que es incapaz de explicar:

1. El modelo es inestable: las leyes de la física clásica establecen que una carga en movimiento emite continuamente radiaciones electromagnéticas que implican pérdida de energía. Como el electrón gira alrededor del núcleo, debería perder energía por emisión de radiación, lo que haría que fuese aproximándose cada vez más al núcleo, hasta caer sobre él. El átomo se destruiría.
2. En el siglo XVII, Isaac Newton demostró que la luz blanca visible procedente del sol puede descomponerse en sus diferentes colores mediante un prisma. A la gama de colores en la que se descompone la luz se le denomina espectro visible, y es continuo (es decir, contiene todas las longitudes de onda del espectro visible, desde el rojo (400 nm) al violeta (700 nm)). Sin embargo, en los elementos químicos el espectro de la luz emitida es discontinuo, y consta de líneas o rayas localizadas a longitudes de onda específicas. Cada elemento posee un espectro característico y único, que puede utilizarse para identificarlo. El hecho de que cada tipo de átomo tenga un espectro discontinuo y distinto entre los diferentes átomos debe

estar relacionado con su estructura, que el modelo atómico de Rutherford no podía explicar.



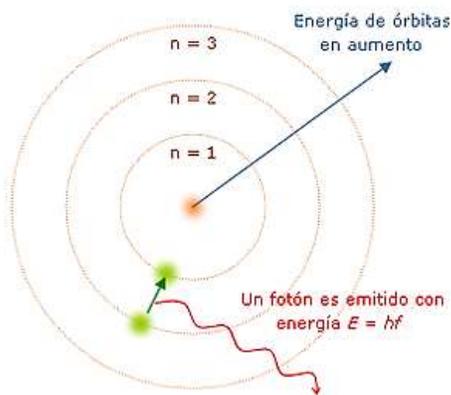
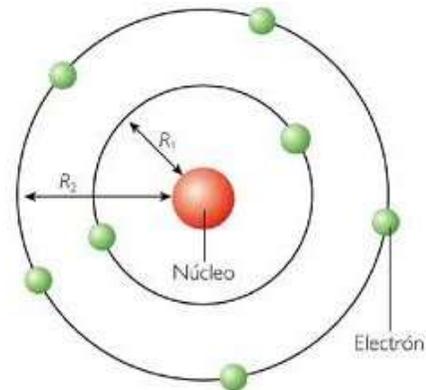
Espectros de la luz blanca (continuo), y de los átomos de Sodio (Na) e Hidrógeno (H) (ambos discontinuos).

[http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena6/3q6\\_contenidos\\_1a\\_ampliacion.htm](http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena6/3q6_contenidos_1a_ampliacion.htm)

Para explicar tales contradicciones, el físico alemán Niels Bohr propone su modelo atómico. Bohr consideraba que las diferentes propiedades químicas de los átomos no se pueden atribuir exclusivamente al número de protones presentes en el núcleo (o análogamente, al número de electrones de la corteza), sino que dichas propiedades químicas vendrían fuertemente determinadas por la "organización" de los electrones en torno al núcleo del átomo.

El modelo atómico de Bohr supone que los electrones pueden girar alrededor del núcleo únicamente en ciertas órbitas concretas de radios determinados, denominadas "órbitas permitidas". En tales órbitas estacionarias el electrón no emite energía y se encuentra estable (ya que la energía cinética del electrón compensa exactamente, la atracción electrostática entre las cargas opuestas de núcleo y electrón).

Los electrones solo pueden tomar los valores de energía correspondientes a dichas órbitas, llamados niveles de energía. Los saltos de los electrones desde niveles de mayor energía a otros de menor energía, y viceversa, suponen una emisión o una absorción de energía electromagnética (fotones de luz), respectivamente. Ello explica los espectros discontinuos de emisión y absorción de luz de los átomos, donde cada línea del espectro es un posible salto de un nivel energético a otro.



La distribución de los electrones en las diferentes órbitas permitidas se denomina configuración electrónica. Los electrones se organizan en órbitas concretas, tendiendo a ocupar preferentemente las capas inferiores (de menor energía y más estables) y después las superiores (con más energía, y menos estables). Cada órbita sólo puede alojar un número máximo de

electrones, de forma que las órbitas se van ocupando una vez la órbita inmediatamente inferior se ha completado. A los electrones que están situados en la última capa se les denomina electrones de valencia, y al nivel que ocupan capa de valencia. Estos electrones son los responsables de las propiedades químicas de las sustancias.

El modelo planteado por Bohr difiere del modelo de Rutherford en los siguientes aspectos:

1. Los electrones, según Bohr, no pueden girar en orbitas cualesquiera, sino que estas orbitas son fijas y definidas, es decir, los electrones se encuentran a distancias determinadas del núcleo.

2. A estas órbitas corresponde una determinada cantidad de energía, es decir, mientras un electrón gire en una órbita tendrá una determinada cantidad de energía, la cuál es la suma de la energía potencial y la energía cinética.
3. Mientras el electrón gira en una determinada órbita, no consume ni libera energía, por lo que a estas órbitas se les denomina también, “**niveles de energía**” y han sido designadas con las letras K, L, M, N, O, P, Q (desde adentro hacia afuera) o con los números 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.
4. A la órbita más cercana al núcleo, “K”, le corresponde el menor nivel de energía.

Cuando se le suministra energía a un átomo, los electrones captan ese exceso de energía y ello les permite ascender a niveles superiores y hasta escapar a la acción del núcleo. En estas condiciones se dice que el átomo está “**excitado**”, es inestable y por lo tanto, los electrones tienden a regresar a niveles inferiores liberando el exceso de energía bajo la forma de luz.

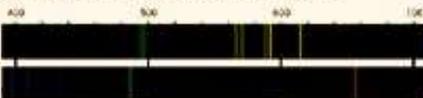
Bohr, aceptando los postulados de la “**teoría cuántica de Planck**” supone que cuando un electrón se mueve de una órbita a otra, capta o libera energía en porciones discretas o limitadas llamadas “**cuantos de energía**” o “**fotones**”, cuyo valor viene dado por la relación:  $E_1 - E_2 = h \cdot \mu$  (energía del electrón en las orbitas de partida y de llegada).

### **3.6.- Validez de los modelos**

Todos los modelos que hemos estudiado hasta aquí fueron el producto de la necesidad de explicar hechos de naturaleza experimental. Cada uno de ellos tuvo plena validez mientras pudo explicar aquellos hechos. Cada concepción es una hipótesis, pero las hipótesis, así como las teorías, se van modificando progresivamente en la medida que no son capaces de interpretar los nuevos fenómenos que se descubren como producto de la observación y la experimentación. Así avanza la ciencia y la Química no se escapa de este proceso evolutivo.

### 3.7.- Resumen de los modelos atómicos:

- a.- **Dalton**: Modelo de las esferas atómicas. Las sustancias están formadas por átomos. Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen la misma masa e idénticas propiedades, peso son distintos a los de otros elementos. Los compuestos químicos se forman por unión de átomos en proporciones sencillas.
- b.- **Thompson**: Esferas uniformes cargadas positivamente en la corteza, con electrones en el interior. El tamaño de un átomo es de  $10^{-8}$  cm; la carga neta de un átomo es neutra. Es el primer modelo con electrones de los cuales ya se puede dar su masa ( $9 \times 10^{-31}$  Kg) y su carga ( $1,6 \times 10^{-19}$  C). No justifica el núcleo, pues no lo hay, ni la masa, pues el electrón pesa muy poco.
- c.- **Rutherford**: Es el primer modelo que posee núcleo que mide  $10^{-12}$  cm. El átomo está formado por núcleo y corteza. El núcleo es el que contiene la mayor parte de la masa (aunque sin decir que hay neutrones, especies sin carga) y tiene carga eléctrica positiva (en el núcleo hay también protones). En la esfera se encuentran los electrones girando en torno al núcleo, como en un sistema planetario. La carga neta del átomo sigue siendo neutra. El experimento de Rutherford consistió en bombardear una lámina de oro con partículas  $\alpha$  (átomos de hidrógenos cargados positivamente,  $H^+$ , llamados protones); la mayoría de las partículas no se desviaban y solo un porcentaje muy bajo, sufría grandes desviaciones, saliendo incluso algunas, rebotadas, lo que evidenciaba la presencia de un núcleo.

Año	Científico	Descubrimientos experimentales	Modelo atómico
1808	 John Dalton	Durante el s. XVIII y principios del XIX algunos científicos habían investigado distintos aspectos de las reacciones químicas, obteniendo las llamadas <b>leyes clásicas de la Química</b> . 	La imagen del átomo expuesta por Dalton en su <b>teoría atómica</b> , para explicar estas leyes, es la de minúsculas partículas esféricas, indivisibles e inmutables, iguales entre sí en cada elemento químico. 
1897	 J.J. Thomson	Demostó que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó <b>electrones</b> . 	De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones. ( <b>Modelo atómico de Thomson.</b> ) 
1911	 E. Rutherford	Demostó que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto <b>núcleo</b> . 	Dedujo que el átomo debía estar formado por una <b>corteza</b> con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente. ( <b>Modelo atómico de Rutherford.</b> ) 
1913	 Niels Bohr	<b>Espectros atómicos</b> discontinuos originados por la radiación emitida por los átomos excitados de los elementos en estado gaseoso. 	Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos. ( <b>Modelo atómico de Bohr.</b> ) 

#### 4. Concepción Actual del Átomo.

El modelo atómico de Bohr interpretó con precisión el espectro del hidrógeno, pero no permitió explicar el comportamiento de los espectros para aquellos átomos con muchos electrones.

A partir de 1925, el modelo de Bohr fue objeto de profundas modificaciones y se planteó a los científicos la necesidad de construir un nuevo modelo atómico, que se basara en los postulados de la llamada **“Mecánica Cuántica”** o **“Mecánica Ondulatoria”** (Heisenberg, Schrödinger, De Broglie, Dirac y otros).

De acuerdo con la nueva concepción, el átomo consta de un núcleo que aloja aquellas partículas de masa significativa (protones,

neutrones, etc.) y en el exterior se define una “**nube electrónica**” que consiste en un volumen dentro del cual existe una alta probabilidad de encontrar al electrón; si la posición instantánea de un electrón se representa por un punto, y su posición, un instante después, por otro punto, y se repite este proceso continuamente, entonces el arreglo resultante de puntos representará la nube electrónica. La ordenación de los puntos en la nube, será de densidades variables, con una región de densidad más grande que representa la región de mayor probabilidad dentro de la cual el electrón podría ser encontrado en un momento particular. Esa región del espacio, alrededor del núcleo, ocupada por el electrón (o por la nube electrónica), se denomina “**orbital**”.

#### **4.1.- Fundamentos de Mecánica Cuántica.**

Como ya se ha indicado, el modelo atómico de Bohr da una explicación teórica satisfactoria para el espectro del átomo de hidrógeno, pero los espectros de átomos con más de un electrón, son complejos.

Aunque se intentaron reformas sobre el modelo de Bohr, la **Mecánica Cuántica** surge ante la imposibilidad de dar respuestas satisfactorias, con el modelo de Bohr, a los espectros de átomos con más de un electrón.

Se fundamenta en dos principios:

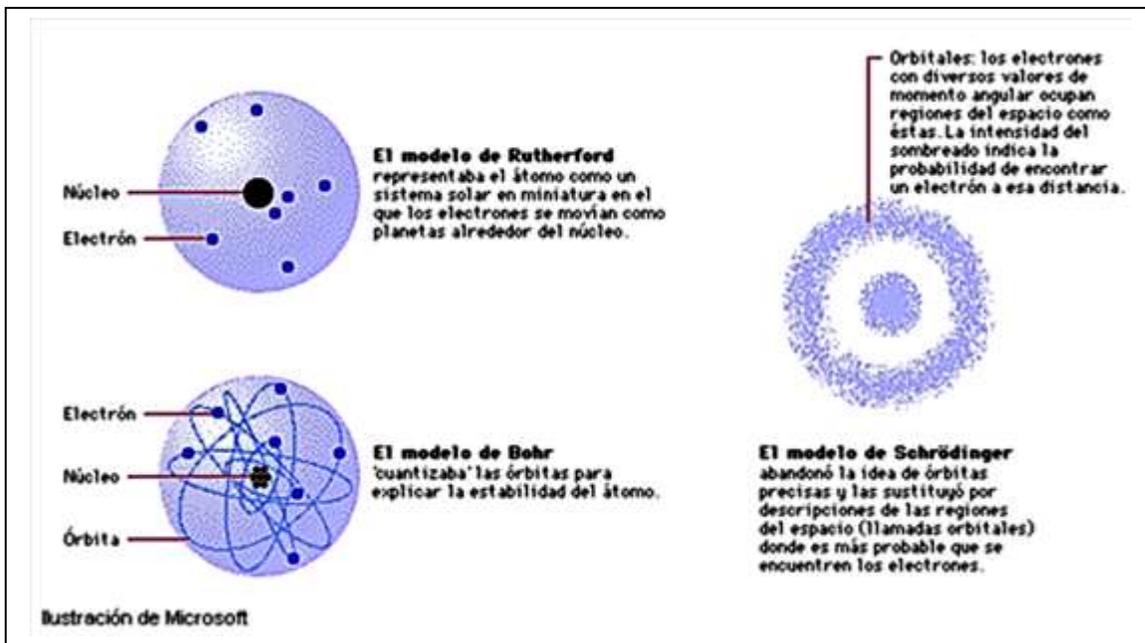
- a. La dualidad onda-corpúsculo (hipótesis de De Broglie).
- b. El principio de incertidumbre de Heisenberg.

#### **4.2.- Dualidad Onda-Corpúsculo: Hipótesis de De Broglie.**

De Broglie sugirió que un electrón puede mostrar propiedades de onda. La longitud de onda asociada a una partícula de masa “m” y velocidad “v”, viene dada por:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}, \text{ de donde } \begin{cases} h = \text{constante de Plank} \\ m = \text{masa del electrón} \\ v = \text{velocidad del electrón} \end{cases}$$

Su teoría se confirmó posteriormente.



#### 4.3.- Determinismo o Indeterminismo: Principio de Incertidumbre o de Indeterminación de Heisenberg.

Heisenberg propuso la imposibilidad de conocer con precisión y a la vez, la posición y la velocidad de una partícula. Se trata al electrón como una onda y se intenta determinar la probabilidad de encontrarlo en un punto determinado en el espacio.

La probabilidad en un punto es proporcional al cuadrado de la función de onda ( $\Psi$ ):

$$P(X, Y, Z) \propto \Psi^2(X, Y, Z)$$

La mecánica cuántica establece que solo son válidas las funciones de una ecuación matemática, conocida como "**Ecuación de Schrödinger**" o "**ecuación de ondas**". La cuestión central de la nueva teoría es, pues, resolver la ecuación de ondas para encontrar las posibles funciones que describan el movimiento de las partículas.

Desgraciadamente la ecuación de ondas es, por lo general, muy difícil de resolver. Aplicada a los átomos, proporciona una solución exacta para el hidrógeno y aproximada, para el resto de los átomos.

Estas soluciones se denominan "**Orbitales**".

La función de ondas no permite saber en qué lugar del espacio se encuentra el electrón, en cada momento, pero sí la probabilidad de encontrarlo en una región determinada. Esta teoría se debe, principalmente, a **Max Born**.

Antes de continuar con la concepción moderna del átomo debemos detenernos y estudiar algunos avances logrados por los trabajos de Rutherford y Bohr que nos facilitará la comprensión de la visión actual del átomo.

Los estudios sobre descargas eléctricas en gases enrarecidos, radioactividad y otros posteriores, permitieron comprender la existencia de diminutas partículas de naturaleza eléctrica, dentro de la constitución del átomo.

Hasta el presente, se ha determinado la existencia de numerosas partículas. A continuación, mencionaremos algunas de ellas, en especial, aquellas que intervienen con más frecuencia en los fenómenos nucleares.

Nombre	Masa	Carga	Símbolo
Electrón	1,0075	-	$e^-$
Positrón	1/1837	+	$e^+$
Protón	1,0089	+	${}^1_1H^+$
Neutrón	1/1837	0	${}^1_0n$
Mesón	1,1034	+	$m^+$
Mesón	1,1034	0	$m^0$
Mesón	1,1034	-	$m^-$
Deuterón	2,0147	+	${}^2_1D^+$
Partícula Alfa	4,0038	2+	${}^4_2He^+$

Consideremos al átomo como una estructura con dos partes diferenciadas: el núcleo y la corona. En el núcleo se encuentran todas las partículas antes mencionadas (con excepción del electrón), ya sea en libertad o asociadas.

La masa del átomo, es una propiedad que depende exclusivamente del núcleo, así como también, el número atómico, la existencia de **Isótopos** e **Isobaros** y los fenómenos de la radioactividad y la transmutación. La corona está constituida por electrones que, según el modelo clásico Rutherford-Bohr, giran en orbitas circulares y elípticas alrededor del núcleo. De los electrones coronarios depende la propiedad que llamamos valencia, es decir, la capacidad de combinación de los átomos.

## 5.- Núcleo. Propiedades que se derivan del núcleo.

### 5.1.- Número Atómico (Z).

***“Es el valor que indica el número de protones libres en el núcleo atómico; en otras palabras, la carga efectiva del núcleo”.***

Los elementos se ordenan en la tabla periódica, de acuerdo con el orden creciente de sus números atómicos. Así, el Hidrogeno, H, de número atómico 1, posee en su núcleo un solo protón. El Helio, He, de número atómico 2, posee dos protones y de manera similar, los elementos siguientes.

El número atómico se simboliza con la letra “Z”.

Elemento	Z	Protones
Magnesio, Mg	12	12
Cloro, Cl	17	17
Cobre, Cu	29	29
Plata, Ag	47	47
Bario, Ba	56	56
Uranio, U	92	92

Como el átomo es eléctricamente neutro, el número de protones, de carga eléctrica positiva, viene a ser, exactamente igual, al número de electrones.

### 5.2.- Peso Atómico.

Es conveniente distinguir entre masa atómica y peso atómico.

**“La masa atómica viene dada por la suma de los protones (Z) y de los neutrones (N), que son las partículas de masa significativa que se encuentran en el núcleo”.** Se tiene entonces:

$$\begin{array}{rccccccc} \text{Masa atómica} & = & Z & + & N \\ A & = & Z & + & N \end{array}$$

Se trata de calcular, por ejemplo, la masa del átomo de flúor, F, de número atómico (Z) = 9 y que contiene 10 neutrones:

$$A = Z + N = 9 + 10 = 19$$

Aplicando esta fórmula, es posible calcular, además, el número de neutrones contenidos en un núcleo atómico. Por ejemplo:

1.- Se tiene un elemento de masa (A) 40 y de número atómico (Z) 18, determinar cuántos neutrones contiene en su núcleo.

---

$$A = Z + N \Rightarrow N = A - Z = 40 - 18 = 22$$

Aplicación:

a.- Dadas las masas y números atómicos de varios elementos, calcule los neutrones contenidos en el núcleo y complete la tabla.

---

Masa (A)	Número atómico (Z)	Neutrones (N)
27	13	
34	16	
58	26	
109	47	
136	56	
226	88	

---

La masa atómica está referida a un átomo en particular y viene dada en números enteros. El peso atómico es el peso que se asigna a un conjunto de átomos de un mismo elemento; estos átomos pueden poseer masas diferentes, cuyos promedios másicos arrojan, como es frecuente, valores fraccionarios.

### 5.3.- Isótopos.

La mayoría de los elementos están constituidos por átomos con el mismo número atómico, pero con masas diferentes. Esos átomos son entre sí, “**ISOTOPOS**” y el fenómeno se denomina “**ISOTOPÍA**”.

El elemento cloro (P.A. 35,46) está constituido por dos clases de átomos, unos con masa 35 y otros con masa 37. Si todos ellos poseen el mismo número atómico, vale decir, idéntico número de protones, es obvio que la diferencia radica en el número de neutrones. Así:

Cloro 35 = 17 protones + 18 neutrones

Cloro 37 = 17 protones + 20 neutrones

2.- Conociendo las masas y los números atómicos de los elementos que a continuación se citan, indique el contenido de protones y neutrones en sus núcleos.

Elemento	Z	A	Protones	Neutrones
Litio	3	6	3	3
Litio	3	7	3	4
Carbono	6	12		
Carbono	6	13		
Argón	18	36		
Argón	18	38		
Argón	18	40		
Xenón	54	124		
Xenón	54	126		
Xenón	54	128		
Mercurio	80	198		
Mercurio	80	200		
Mercurio	80	232		
Uranio	92	235		
Uranio	92	238		

Cada uno de los isótopos que constituyen un elemento contribuye en una fracción constante al peso atómico del mismo. Por lo tanto, **el peso atómico será la suma de las masas de los isótopos del**

**elemento en cuestión, tomando en cuenta la abundancia relativa de cada uno de ellos.** Por ejemplo:

3.- El antimonio (Sb), está formado por el isótopo de masa 121 (56 %) y el isótopo 123 (44 %), el peso atómico vendrá a ser:

---

$$\frac{121 \times 56}{100} + \frac{123 \times 44}{100} = 121,88$$

Actividad:

a.- El Bromo (Br) tiene dos isótopos con masas 79 y 81. Su abundancia relativa es, respectivamente, 50,6 % y 49,4 %. Con estos valores, calcule el peso atómico del Bromo.

**R: 79,99**

b.- El Rubidio (Rb) tiene dos isótopos con masas 85 y 87. Su abundancia relativa es, respectivamente, 72,8 % y 27,2 %. Con estos datos, calcule el peso atómico del Rubidio.

**R: 85,49**

Al comparar los pesos atómicos obtenidos mediante cálculos matemáticos con aquellos contenidos en las Tablas de Pesos Atómicos, se observará una ligera diferencia, generalmente menor a 0,1 %. Esto se debe al “**efecto de empaquetamiento**”, que consiste en la transformación de masa en energía cuando las partículas nucleares (nucleones) se asocian constituyendo el núcleo.

Casi todos los elementos están formados por isótopos, por ello se le llama “**elementos mixtos**”. Sin embargo, solo 22 elementos no tienen isótopos (Be, F, Na, Al, P, Se, V, Mn, Co, As, Y, Nb, Rh, I, Cs, Pr, Tb, Ho, Tm, Ta, Au y Bi). Se les llama “**elementos simples o puros**” y están constituidos por átomos con la misma masa y el mismo número atómico. El porcentaje con que contribuye cada isótopo al peso

atómico del elemento, se puede calcular matemáticamente. En el caso del cloro cuyo peso atómico es 35,5, se tienen los isótopos 35 y 37.

$X = \% \text{ de Cl } 35$

$Y = \% \text{ de Cl } 37$

De donde:

$$X + Y = 100$$

Pero también la fracción del isótopo x presente:  $\frac{35 X}{100}$  mas la

fracción del isótopo Y,  $\frac{37 Y}{100}$ , representa el peso atómico del elemento, luego:

$$\frac{35 X}{100} + \frac{37 Y}{100} = 35,5$$

Con lo que tenemos un sistema de ecuaciones:

$$\begin{cases} x + y = 100 & (1) \\ \frac{35x}{100} + \frac{37y}{100} = 35,5 & (2) \end{cases}$$

Despejando x en la ecuación (1):  $x = 100 - y$

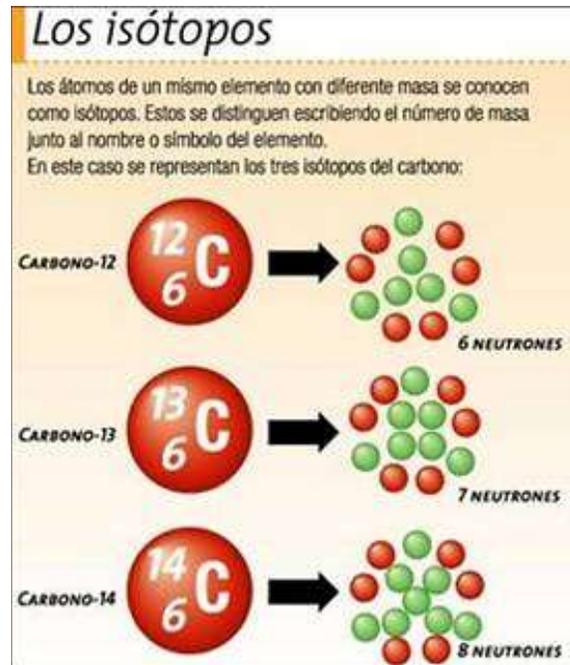
Eliminando denominadores en la ecuación (2): y reemplazando el valor de x:

$$\frac{35x}{100} + \frac{37y}{100} = 35,5$$

$$35x + 37y = 3550$$

$$35(100 - y) + 37y = 3550$$

$$3500 - 35y + 37y = 3550$$



$$-35y + 37y = 3550 - 3500; 2y = 50$$

$$y = 25$$

Como  $x = 100 - y$ , tenemos que  $x = 75$

El isótopo 35 se encuentra en el cloro en una proporción del 75 % con respecto al isótopo 37 que representa el 25 %

Actividad:

a.- ¿Cuáles son los porcentajes de los isótopos 69 y 71 en el peso atómico de Galio, Ga, que es 69,72?

**R: 69 = 64 % y 71 = 36 %**

b.- ¿Cuáles son los porcentajes de los isótopos con masa 6 y 7, en el peso atómico del Litio, Li, que es 6,94?

**R: 6 = 6 %; 7 = 94 %**

#### 5.4.- Isobaros

Se denominan "**Isobaros**", **átomos con diferentes números atómicos pero con la misma masa**. Los Isobaros son átomos de elementos diferentes, que solo tienen en común poseer la misma masa atómica.

Así, el Calcio, Ca, de número atómico 20, tiene un isótopo de masa 40 y el Argón, Ar, de número atómico 18, tiene un isótopo de masa 40. Estos átomos, entre sí, son isobaros y sus núcleos tienen la siguiente composición:

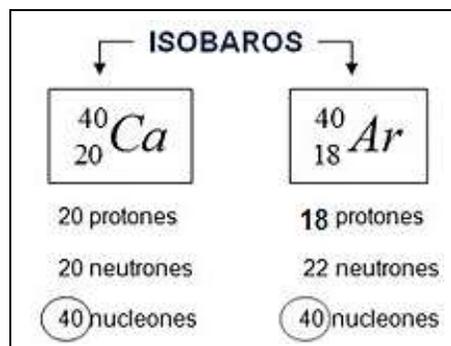
Ca = 20 protones + 20 neutrones

Ar = 18 protones + 22 neutrones.

Ambos tienen la misma masa (40 u.m.a).

Actividad:

a.- Represente la composición de los núcleos de los siguientes Isobaros:

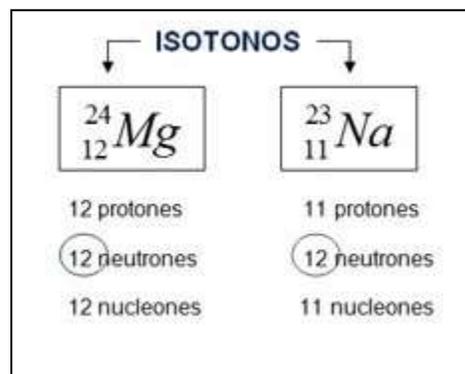


Elemento	Z N° Atómico	M Masa	P Protones	N Neutrones
Germanio	32	76		
Selenio	34	76		
Cadmio	48	112		
Estaño	50	112		
Xenón	54	134		
Bario	56	134		
Mercurio	80	204		
Plomo	82	204		

### 5.5.- Isótonos.

Son núcleos que poseen el mismo número de neutrones pero diferente número de protones y por lo tanto, diferente número atómico.

Son de poco interés en este nivel de nuestro estudio por tanto, solo haremos mención de ellos.



### 5.6.- Representación de los átomos en las reacciones nucleares.

Es importante conocer la manera correcta de representar a los átomos en las reacciones nucleares, esto es, con indicación de su masa y número atómico.

Cuando se escriba  ${}_{10}^{22}\text{Ne}$ , debe entenderse que se trata de un átomo de Neón, de número atómico 10 y masa atómica 22.

El átomo de Nitrógeno de número atómico 7 y masa 14, se escribirá  ${}_{7}^{14}\text{N}$ ; el oxígeno de número atómico 8 y masa 16 será  ${}_{8}^{16}\text{O}$ .



Actividad:

a.- Utilizando la notación adecuada, escriba los siguientes átomos:

<b>Elemento</b>	<b>Símbolo</b>	<b>Z</b>	<b>A</b>	<b>Representación</b>
Hidrógeno	H	1	1	
Litio	Li	3	6	
Neón	Ne	10	20	
Cloro	Cl	17	35	
Rubidio	Rb	37	85	
Teluro	Te	52	126	
Bario	Ba	56	138	
Plomo	Pb	82	208	
Torio	Th	90	232	
Uranio	U	92	238	
Plutonio	Pu	94	242	
Berkelio	Bk	97	245	

## 6.- Radioactividad.

La Radioactividad es la propiedad que tienen algunos elementos de emitir radiaciones. Las radiaciones pueden ser de tres clases:

- Partículas Alfa (núcleos de Helio positivos,  $\text{He}^{++}$ ),
- Partículas Beta (electrones acelerados,  $e^-$ ),
- Rayos Gamma (ondas electromagnéticas de gran poder de penetración).

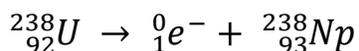
### 6.1.- Emisión de Partículas Beta.

***“Cuando un elemento radioactivo emite una partícula beta, se produce un nuevo elemento con la misma masa (isobaro), pero con un número atómico mayor en una unidad al del elemento de partida”.***

Por ejemplo, el Torio, Th, con una masa 231 y una carga nuclear de 90, emite una partícula beta y se convierte en Protactinio, con una masa 231, pero con una carga nuclear de 91.



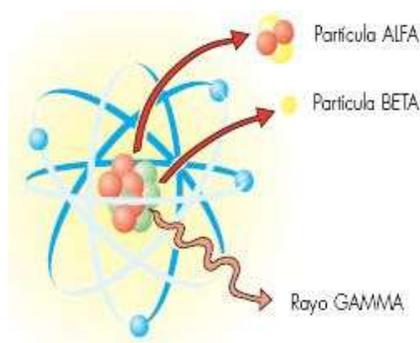
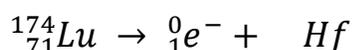
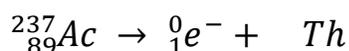
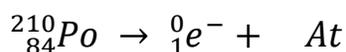
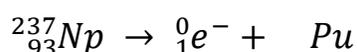
El Uranio,  ${}^{238}_{92}\text{U}$ , al emitir un electrón se convierte en Neptunio,  ${}^{238}_{93}\text{Np}$



Observe que cada nuevo elemento formado se encuentra situado un lugar hacia adelante en la tabla periódica, con respecto al elemento original.

Actividad:

a.- Complete las ecuaciones nucleares siguientes, en las que hay emisión de una partícula beta:



## 6.2.- Emisión de Partículas Alfa.

**“Cuando la partícula emitida por el núcleo atómico es una partícula alfa, la masa del nuevo elemento disminuye en cuatro unidades y su carga nuclear en dos”.**

Por ejemplo, el Radón se convierte en Polonio al emitir una partícula alfa:



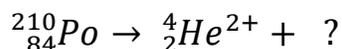
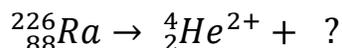
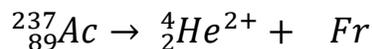
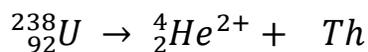
De la misma manera:



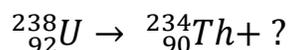
Observe que el nuevo elemento formado se ubica en la Tabla Periódica dos posiciones atrás respecto al elemento original.

Actividad:

a.- Complete las siguientes reacciones nucleares:

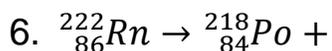
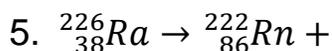
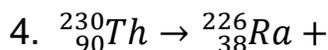
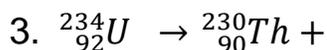
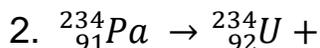
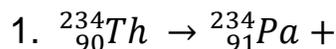


b.- El esquema siguiente muestra una de las etapas de desintegración del Uranio. Coloque la partícula emitida.



**R: Si la masa disminuye cuatro unidades y la carga nuclear en dos, la partícula emitida es alfa,  ${}_2^4\text{He}^{2+}$**

c.- Complete las siguientes reacciones:



**R: 1.-  ${}_1^0\text{e}^-$ ; 2.-  ${}_1^0\text{e}^-$ ; 3.-  ${}_2^4\text{He}^{2+}$ ;  
4.-  ${}_2^4\text{He}^{2+}$ ; 5.-  ${}_2^4\text{He}^{2+}$ ; 6.-  ${}_2^4\text{He}^{2+}$**

## 7.- Leyes del Desplazamiento Radioactivo.

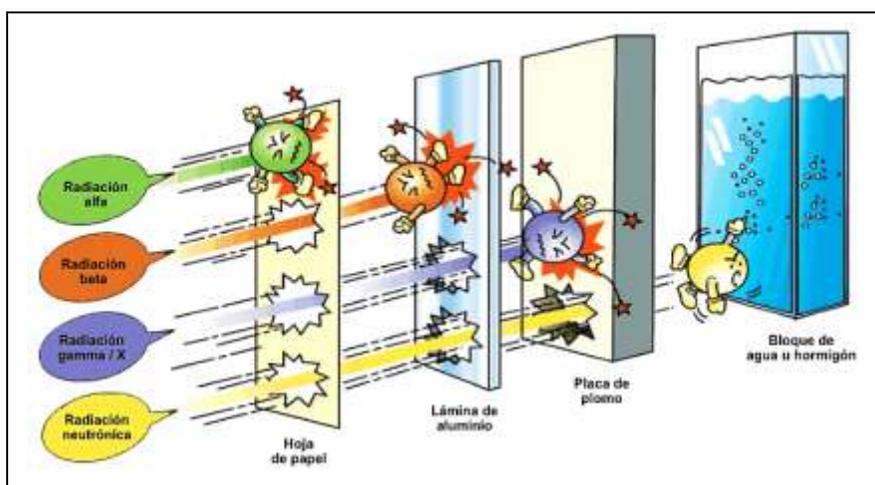
Estas leyes se deben a Fajans, Russell y Soddy. Sus enunciados son los siguientes:

Primera Ley: ***“En una transformación con emisión de rayos alfa, el producto formado corre dos lugares hacia la***

**izquierda en la Tabla Periódica en relación al elemento original’.**

Segunda Ley: **“En una transformación con emisión de rayos beta, el producto formado corre un lugar hacia la derecha en la Tabla Periódica, con relación al elemento original’.**

Tercera Ley: **“En una transformación con emisión de rayos beta (electrones positivos,  ${}^0_1e^+$ ), el producto formado corre un lugar hacia la izquierda en la Tabla Periódica, con relación al elemento original’.**



4.- El Uranio ubicado en el Grupo VI de la clasificación periódica, emite, sucesivamente, una partícula alfa y otra beta. ¿Cuál es la ubicación del nuevo elemento formado?

Al emitir una partícula alfa, el producto formado se ubica en el grupo IV, dos posiciones a la izquierda, pero la inmediata emisión de una partícula beta, ubica al producto en el grupo V (un lugar hacia la derecha). Esta será la ubicación definitiva del nuevo elemento obtenido.

Actividad:

a.- El Torio, ubicado en el grupo IV de la Tabla Periódica, emite sucesivamente, cuatro partículas alfa y luego, dos partículas beta. Ubicar en el grupo correspondiente, al nuevo elemento formado.

**R: Grupo VI**

b.- Un átomo de fosforo radioactivo (Grupo V), emite un electrón positivo (positrón). ¿En qué grupo de la clasificación periódica cae el nuevo elemento?

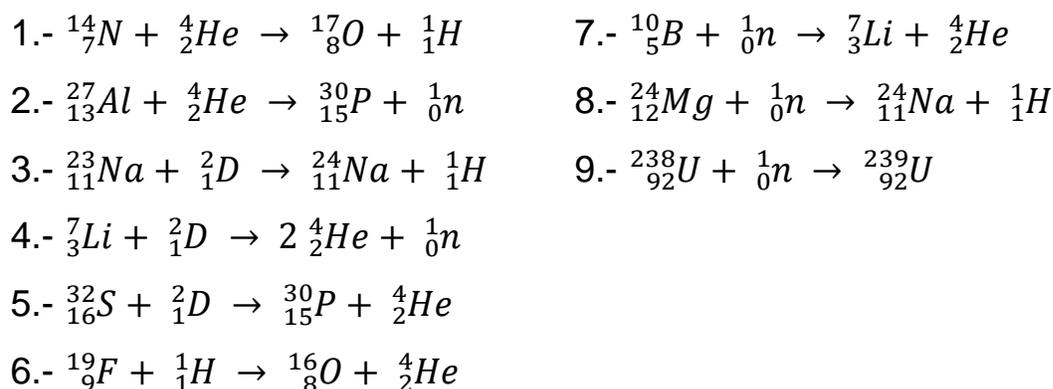
**R: Grupo IV**

### 8.- Transmutación Artificial.

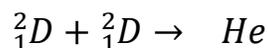
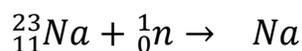
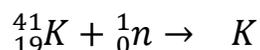
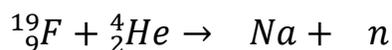
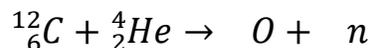
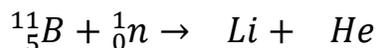
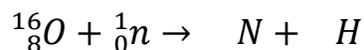
Consiste en la transformación de un elemento en otro mediante el bombardeo de su núcleo atómico con proyectiles que pueden ser, entre otros, partículas alfa, deuterones, protones y neutrones.

<b>Proyectil</b>	<b>Productos de la Reacción</b>
1.- Partícula alfa	Nuevo elemento + Protón
2.- Partícula alfa	Nuevo elemento + Neutrón
3.- Deuterón	Nuevo elemento + Protón
4.- Deuterón	Nuevo elemento + Neutrón
5.- Deuterón	Nuevo elemento + Partícula alfa
6.- Protón	Nuevo elemento + Partícula alfa
7.- Neutrón	Nuevo elemento + Partícula alfa
8.- Neutrón	Nuevo elemento + Protón
9.- Neutrón	Isótopo del elemento

Los siguientes son ejemplos que aclaran los procesos anteriores. La numeración se corresponde con la empleada en el cuadro:



a.- Complete las siguientes reacciones nucleares, colocando las cargas y las masas en los productos resultantes:



### 9.- Corona. Distribución de Electrones.

Una vez demostrada la presencia de los electrones en la estructura del átomo, se debía conocer la forma como estos se disponían alrededor del núcleo. De esta manera, los electrones se suponían distribuidos en capas o niveles de energía. Estas capas se designaron con las letras K, L, M, N, O, P, Q, desde la más próxima al núcleo hasta la más alejada, respectivamente.

Para establecer la configuración electrónica en niveles de energía, se emplean las reglas de Bohr y Bury que permiten una distribución aproximada. Dichas reglas dicen así:

1. El número máximo de electrones en cada nivel de energía (K, L, M, N, O, P, Q) viene dado por la expresión “ $2n^2$ ”, para los niveles K, L, M, N, donde “n” representa el período en que se encuentra el elemento en la Tabla Periódica. De acuerdo con esta regla, los números máximo de electrones son los siguientes:

K (2), L (8), M (18), N (32)

Los niveles siguientes se repiten comenzando desde el último:

O (32), P (18), Q (8)

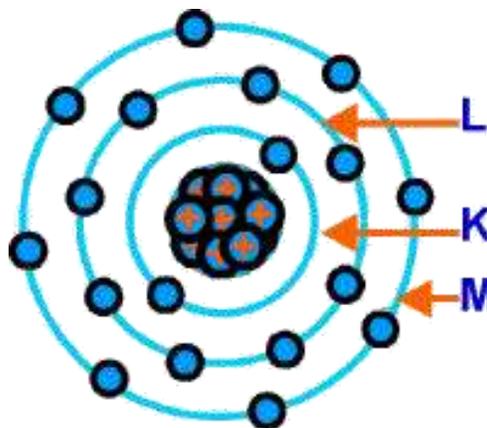
2. Para un determinado átomo, el nivel exterior de energía máxima no puede contener más de ocho electrones, ni el penúltimo más de dieciocho electrones, a excepción de los elementos del período  $n = 1$ , que solo puede contener 2 electrones máximo en su último y único nivel de energía K.
3. El nivel exterior no puede contener más de 2 electrones si el penúltimo no ha alcanzado el máximo de acuerdo con la primera regla o 18 según la regla 2.
4. El penúltimo nivel no puede contener más de 9 electrones si el anterior a él (antepenúltimo) no se ha completado de acuerdo con la regla 1.
5. Cuando aparezca la distribución electrónica 17 y 2, para los niveles más externos, debe escribirse en su lugar, 18 y 1, que resulta más estable.

Como ejemplo de aplicación de estas reglas, veamos la configuración electrónica de los gases nobles:

	<b>K</b>	<b>L</b>	<b>M</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>P</b>
<b>Helio, He</b>	<b>2</b>					
<b>Neón, Ne</b>	<b>2</b>	<b>8</b>				
<b>Argón, Ar</b>	<b>2</b>	<b>8</b>	<b>8</b>			
<b>Kriptón, Kr</b>	<b>2</b>	<b>8</b>	<b>18</b>	<b>8</b>		
<b>Xenón, Xe</b>	<b>2</b>	<b>8</b>	<b>18</b>	<b>18</b>	<b>8</b>	
<b>Radón, Rn</b>	<b>2</b>	<b>8</b>	<b>18</b>	<b>32</b>	<b>18</b>	<b>8</b>

Recordemos que cada gas noble es el último elemento de cada período. Así, el período 1 solo posee dos elementos, Hidrógeno y Helio, así, el Hidrógeno,  $Z = 1$ , tendrá su único electrón en la capa K (1).

En el segundo período tenemos al Neón,  $Z = 10$ , por lo que el elemento inmediatamente anterior a él,  $Z = 9$  (Flúor) tendrá como distribución electrónica: K (2), L (7).



El tercer período,  $n = 3$ , debe contener 8 elementos pues ya tenemos 2 en el primer período, 8 en el segundo y en el tercero tendremos,  $18 - 10 = 8$  elementos, luego el Argón, Ar,  $Z = 18$ , en otras palabras, si el número atómico es mayor de 10 y menor de 18, se forma la capa M. Así, la distribución electrónica del elemento  $Z = 16$  sería:

$Z (16): K (2), L (8), M (6)$

Como los niveles K y L alcanzaron el número máximo de electrones establecido, la capa M, por ser la última, no puede tener más de 8 electrones, así la distribución electrónica de los elementos de números atómicos 19 y 20 será:

$Z (19): K (2), L (8), M (8), N (1); \quad Z (20): K (2), L (8), M (8), N (2)$

Efectivamente, estos elementos pertenecen a  $n = 4$  y han de tener 4 capas. Aparece N que no puede tener más de 2 electrones hasta que la penúltima no alcance su máximo (regla 3).

Los nuevos electrones se van ubicando en la capa M hasta que esta alcance su máximo permitido:

$Z (25): K (2), L (8), M (13), N (2); \quad Z (28) = K (2), L (8), M (16), N (2)$

El elemento  $Z = 29$  es un caso especial (Regla 5)

$Z (29) = K (2), L (8), M (17), N (2)$ ; es más estable la estructura:

$Z (29) = K (2), L (8), M (18), N (1)$

De  $Z = 30$  a  $Z = 36$ , los electrones se ubican en N hasta completar la configuración del gas noble Kriptón, Kr,  $Z = 36$

$Z (36) = K (2), L (8), M (18), N (8)$

A partir de  $Z = 37$ , aparece la capa O, pues  $n = 5$

$Z (37) = K (2), L (8), M (18), N (8), O (1);$

$Z (38) = K (2), L (8), M (18), N (8), O (2)$

De acuerdo con la regla 3, los siguientes electrones se ubicarán en el nivel N hasta llegar al elemento  $Z = 46$

$Z (47) = K (2), L (8), M (18), N (17), O (2)$ , donde es más estable escribir:  $Z (47) = K (2), L (8), M (18), N (18), O (1)$ , (Regla 5).

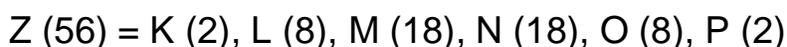
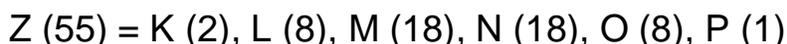
Los nuevos electrones se van colocando en la capa O, hasta completar 9 (Regla 4):



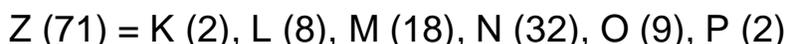
Alcanzamos la estructura del gas noble Xenón, Xe, Z = 54



Llegamos al período n = 6, con la nueva capa P, que puede contener un máximo de 2 electrones según indica la regla 3:



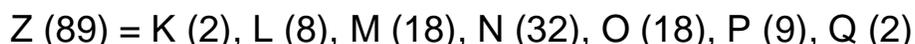
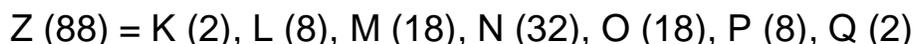
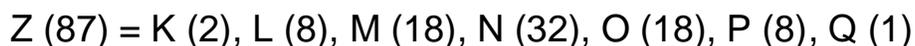
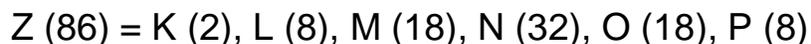
Los siguientes electrones se ubicarán en la capa N hasta completar el máximo permitido (32 electrones):



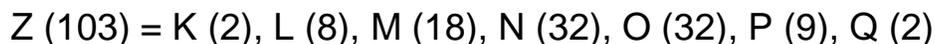
Los siguientes electrones se ubicarán en la capa O hasta alcanzar:



Los siguientes electrones se ubican en el nivel P hasta alcanzar la configuración del gas noble Radón, Rn



Los siguientes electrones se ubicarán en la capa O hasta alcanzar el máximo permitido de 32:



Actividad:

a.- Escriba las estructuras electrónicas de los elementos con números atómicos 11, 13, 16, 17 y 18, 73, 75, 89.

## 10.- Clasificación de los Elementos según su distribución electrónica.

De acuerdo con su estructura electrónica, podemos clasificar los elementos en:

- a. **Típicos:** Poseen 2, 8 o 18 electrones en su penúltima órbita

	K	L	M
Na (11)	2	8	1
Mg (12)	2	8	2
Al (13)	2	8	3

Se diferencian en el contenido electrónico de la última órbita.

- b. **Gases Nobles o Inertes:** Poseen ocho electrones en su última órbita, con excepción de Helio, He, que solo posee 2

	K	L	M
Ne (10)	2	8	
Ar (18)	2	8	8
Kr (36)	2	8	8

Tienen su última órbita completa con 8 electrones.

- c. **Elementos de transición:** Son aquellos que poseen dos órbitas incompletas; la última con dos electrones y la penúltima donde varía el contenido de electrones

	K	L	M	N
Sc (21)	2	8	9	2
Ti (22)	2	8	10	2
Al (23)	2	8	11	2

Varían en la penúltima órbita.

- d. **Tierras Raras:** Tienen tres órbitas incompletas; la última con dos electrones, la penúltima con nueve y la antepenúltima donde varía el contenido de electrones

	<b>K</b>	<b>L</b>	<b>M</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>P</b>	<b>Q</b>
<b>Ac (89)</b>	2	8	18	32	18	9	2
<b>Th (90)</b>	2	8	18	32	19	9	2
<b>Pa (91)</b>	2	8	18	32	20	9	2

Varían en la antepenúltima órbita

## 11.- Ubicación de un elemento en la Tabla Periódica.

### 11.1.- Elementos Típicos:

**Período:** El período viene dado por el número de orbitales, capas o niveles de energía.

**Ejemplos:** El Berilio, Be ( $Z = 4$ ) pertenece al segundo período por poseer dos órbitas, K (2), L (2).

El Sodio, Na ( $Z = 11$ ), K (2), L (8), M (1), pertenece al tercer período.

El Calcio, Ca ( $Z = 20$ ), K (2), L (8), M (8), N (2), pertenece al cuarto período.

**Grupo:** Es igual al número de electrones de la última órbita.

**Ejemplos:** El Berilio, ( $Z = 4$ ), K (2), L (2), pertenece al Grupo II-A, porque tiene dos electrones en su última órbita y la denominación "A", por ser un elemento típico.

Ca ( $Z = 20$ ), K (2), L (8), M (8), N (2), Grupo II-A

Al ( $Z = 13$ ), K (2), L (8), M (3), pertenece al Grupo III-A

Cl ( $Z = 17$ ), K (2), L (8), M (7), pertenece al grupo VII-A

**Valencia:** hasta cuatro electrones en la última órbita, la valencia es igual al número de electrones en esa órbita. Esas valencias son positivas.

**Ejemplos:** El Sodio, Na ( $Z = 11$ ), K (2), L (8), M (1), valencia + 1

Mg ( $Z = 12$ ), K (2), L (8), M (2), valencia + 2

Al ( $Z = 13$ ), K (2), L (8), M (3), valencia + 3

Si el elemento posee de cinco a siete electrones en su última capa tendrá tantas valencias positivas como electrones posea en el último orbital y tantas valencias negativas como electrones le falten para completar ocho.

**Ejemplos:** Nitrógeno, N ( $Z = 7$ ), K (2), L (5), tiene valencias + 5 y - 3.

Azufre, S ( $Z = 16$ ), K (2), L (8), M (6), tiene valencias + 6 y - 2.

Bromo, Br ( $Z = 35$ ), K (2), L (8), M (18), N (7), valencias + 7 y - 1.

Entre estas valencias máximas, los no metales pueden poseer otras valencias intermedias, lo cual estudiaremos más adelante.

### 11.2.- Gases Inertes.

**Período:** viene dado por el número de órbitas.

**Ejemplos:**

Ne ( $Z = 10$ ), K (2), L (8), segundo período.

Kr ( $Z = 36$ ), K (2), L (8), M (18), N (8), período 4

**Grupo:** Todos los gases inertes o Gases Nobles pertenecen al Grupo VIII-A

**Valencia:** Todos los Gases inertes tienen valencia cero, en otras palabras, no manifiestan ninguna capacidad de combinación. De ello deriva su nombre.

### 11.3- Elementos de transición.

**Período:** se ubica al elemento por el número de órbitas.

**Ejemplos:**

Sc ( $Z = 21$ ), K (2), L (8), M (9), N (2), pertenece al cuarto período.

Mn ( $Z = 25$ ), K (2), L (8), M (13), N (2), Cuarto período.

Mo ( $Z = 42$ ), K (2), L (8), N (18), O (12), P (2), Quinto período

**Grupo:** para determinar el grupo de un elemento de transición se suman los electrones de las dos últimas órbitas y se resta de ocho. Si la diferencia no excede de siete, este será el grupo al que pertenece y se expresa en números romanos y con la denominación B.

**Ejemplos:**

Sc (Z = 21), K (2), L (8), M (9), N (2);  $(9+2) - 8 = 3$ ; Grupo III-B.

Mn (Z = 25), K (2), L (8), M (13), N (2);  $(13+2) - 8 = 7$ ; Grupo VII-B

Mo (Z = 42), K (2), L (8), M (18), N (12), O (2);  $(12+2) - 8 = 6$ ; VI-B

Cuando la diferencia antes indicada excede de siete, el elemento pertenece a la Tríada de Transición ubicada en el grupo VIII-B. La diferencia podrá ser 8,9 o 10, indicando la primera, segunda o tercera ubicación en la Tríada.

**Ejemplos:**

Ni (Z = 28), K (2), L (8), M (16), N (2);  $(16+2) - 8 = 10$ ,  
Grupo VIII-B, tercera posición.

Rh (Z = 45), K (2), L (8), M (18), O (15), P (2);  $(15+2) - 8 = 9$

Pertenece al Grupo VIII-B, segunda posición.

**Valencia:** Los elementos de transición poseen valencias variables; se les asigna la valencia mínima de 2 porque tienen dos electrones en su última órbita y una valencia máxima igual al grupo al que pertenecen.

**Ejemplos:**

Sc (Z = 21), K (2), L (8), M (9), O (2); Valencias +2 y +3

Cr (Z = 24), K (2), L (8), M (12), O (2); Valencias +2 y +6

Los elementos que integran las tres tríadas de transición son fundamentalmente, di y trivalentes.

#### 11.4.- Tierras Raras.

**Período:** Igual que en los casos anteriores, se determina por el número de orbitales.

### Ejemplos:

Ce (Z = 58), K (2), L (8), M (18), N (19), O (9), P (2); Período 6.

Pu (Z = 94), K (2), L (8), M (18), N (32), O (23), P (9), Q (2); n = 7

**Grupo:** Todas las Tierras Raras pertenecen al Grupo III-B.

**Valencia:** las tierras raras son, fundamentalmente, di y trivalentes.

## 12.- La Valencia Electrónica.

Se entiende por Valencia, la capacidad de combinación de un átomo. Depende exclusivamente de los electrones ubicados en la órbita más externa del átomo, llamada por esta razón, capa u orbital de valencia.

Los átomos se unen cediendo, adquiriendo o compartiendo electrones, de allí se deduce que la unidad de valencia es el electrón.. Una reacción química no puede realizarse si no ha intervenido en el cambio, al menos, un electrón.

La valencia electrónica puede ser de dos tipos: **electrovalencia** y **covalencia**.

### 12.1.- Electrovalencia.

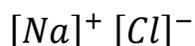
Es un tipo de enlace que resulta de la transferencia completa de electrones de un átomo a otro, produciendo dos iones independientes con cargas opuestas. Cada ión presenta una capa electrónica exterior igual a la del gas noble más próximo a él en el sistema periódico. Por ejemplo, la combinación entre el sodio y el cloro para formar cloruro de sodio:



En el caso de la oxidación de Magnesio para producir óxido de magnesio:



Para escribir la fórmula de un compuesto electrovalente o iónico, basta con escribir la estructura de cada ión por separado con indicación de su carga. Por ejemplo, para representar el compuesto iónico NaCl:



En el caso del Cloruro de Calcio,  $CaCl_2$ :  $[Ca]^{++} 2[Cl]^-$

## 12.2.- Covalencia.

Este enlace resulta de la existencia de pares de electrones compartidos entre dos átomos, con lo cual, cada uno de ellos adquiere la configuración electrónica del gas noble más próximo.

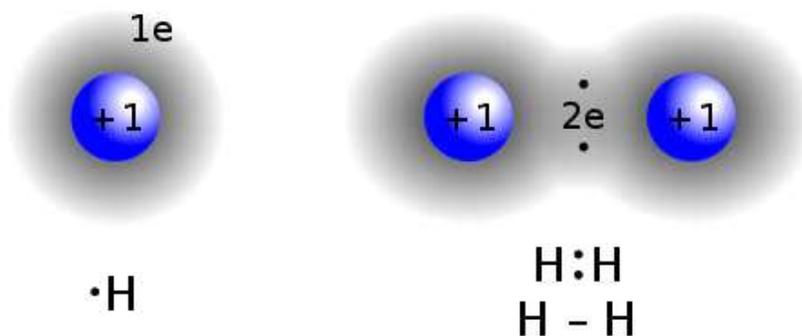
Existen dos tipos de covalencia: la **Covalencia Normal** y la **Covalencia Dativo o Coordinada**.

### 12.2.1.- Covalencia Normal.

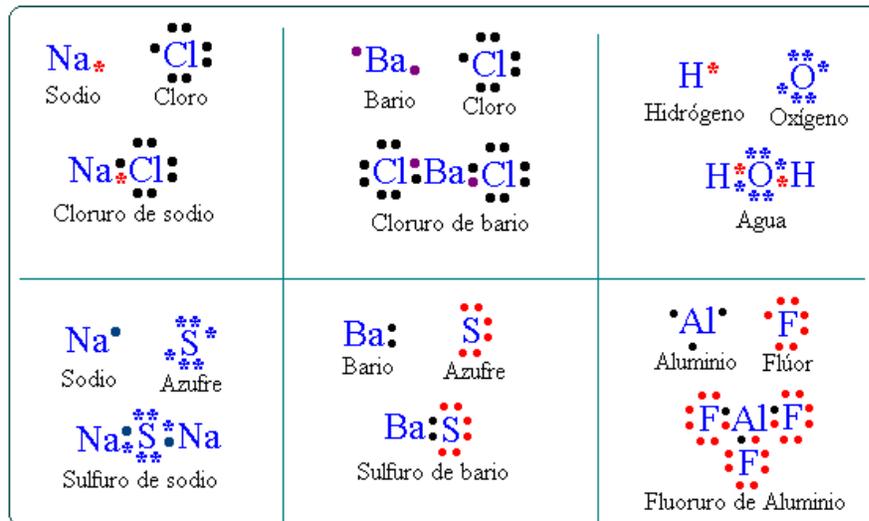
Consideremos por ejemplo la estructura de la molécula de cloro. Como cada átomo posee 7 electrones en su última órbita, comparten un par de electrones para adquirir así la configuración de un gas noble. En este tipo de enlace, cada átomo contribuye con un electrón al par compartido:



En el caso del Hidrógeno:

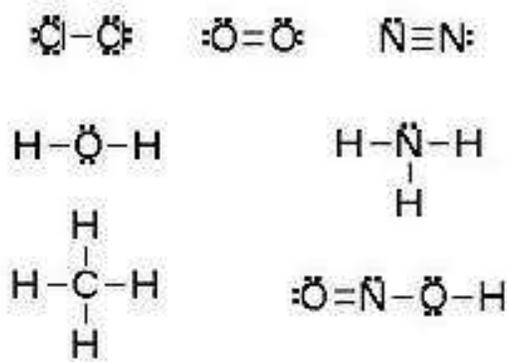
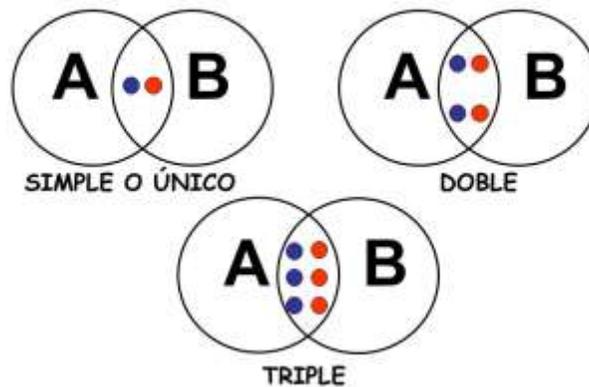


Los enlaces covalentes se encuentran también con frecuencia, uniendo átomos diferentes:



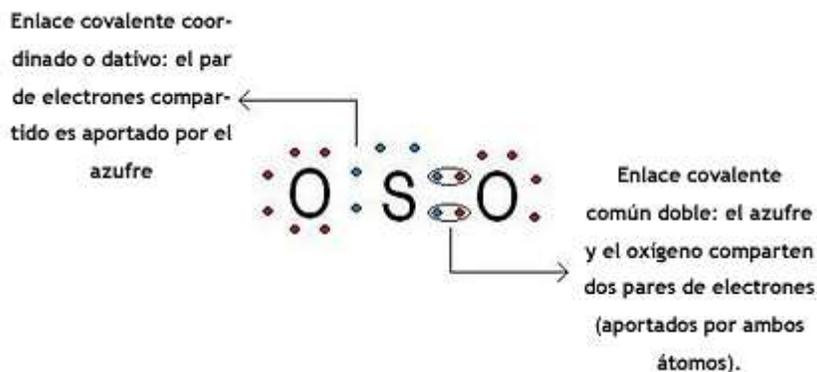
Los enlaces covalentes pueden ser sencillos, dobles o triples, según compartan uno, dos o tres pares de electrones:

### Enlace Covalente



### 12.2.2.- Covalencia Dativa.

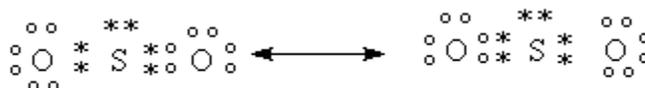
Consideremos la estructura electrónica del dióxido de azufre, SO<sub>2</sub>:



El oxígeno de la derecha está unido al átomo de azufre central mediante una covalencia normal doble. Entre el oxígeno de la izquierda y el azufre, existe una covalencia normal simple, pero debe observarse que el par de electrones que constituye el enlace, es aportado exclusivamente por el átomo de azufre. El átomo de oxígeno ha completado su octeto con este par de electrones aportados por el azufre. Cuando uno solo de los átomos que se combinan es el que suministra el par de electrones para el enlace, se dice que la covalencia es Dativa o Coordinada. El átomo que aporta los electrones se denomina “**donante**” y el que los recibe “**aceptor**”. Se acostumbra simplificar gráficamente el enlace dativo mediante una flecha dirigida del donante al aceptor, de modo que la fórmula simplificada del dióxido de azufre sería: O = S → O

### 13.- Resonancia.

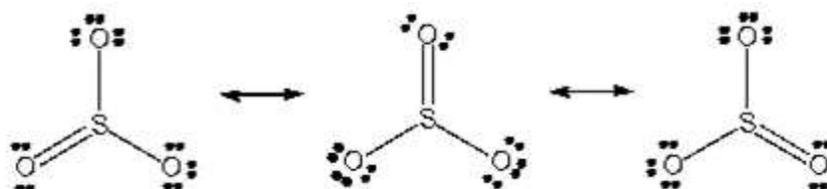
Para el dióxido de azufre pueden escribirse dos estructuras electrónicas como se indica a continuación:



La diferencia entre ambas estructuras radica en la posición de los enlaces. Se denomina “**Resonancia**” al fenómeno mediante el cual una sustancia puede ser representada mediante dos o más

estructuras electrónicas mediante el cambio de posición de los enlaces. La verdadera fórmula no es ninguna de las representadas sino un híbrido de resonancia entre ellas.

Observe la representación de la molécula de  $\text{SO}_3$ :

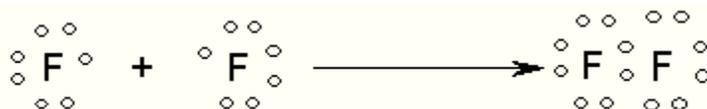


#### 14.- Estructuras de Lewis.

Los gases nobles se encuentran formados por átomos aislados porque no requieren compartir electrones entre dos o más átomos, ya que tienen en su capa de valencia ocho electrones, lo que les da su gran estabilidad e inercia.

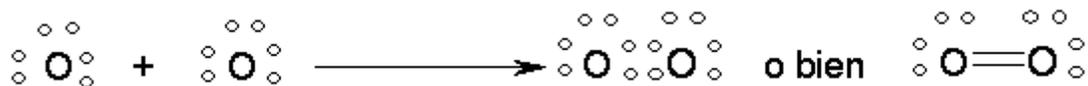
Los otros elementos gaseosos en cambio, se encuentran siempre formando moléculas diatómicas. Veamos por qué.

Cada átomo de flúor tiene siete electrones en su capa de valencia, le falta sólo uno para lograr completar los ocho, que según la Regla del Octeto, le dan estabilidad. Si cada átomo de flúor comparte su electrón impar con otro átomo de flúor, ambos tendrán ocho electrones a su alrededor y se habrá formado un enlace covalente con esos dos electrones que se comparten entre ambos átomos



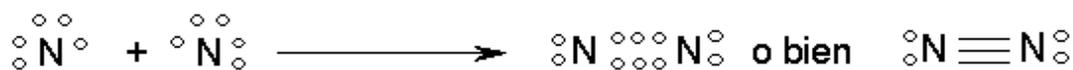
Esta idea de la formación de un enlace mediante la compartición de un par de electrones fue propuesta por el químico norteamericano Newton Lewis a fines del siglo XX, y sigue siendo un concepto fundamental en la comprensión del enlace químico.

Puede aplicarse el modelo de Lewis para explicar la formación de la molécula de Oxígeno

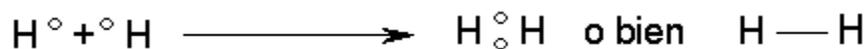


Para que cada uno de los dos átomos de oxígeno complete un octeto de electrones, es necesario que compartan entre ellos dos pares electrónicos. A esta situación se le conoce como **dobles enlace**.

De manera análoga, la formación de la molécula diatómica de nitrógeno mediante el modelo de Lewis, lleva a plantear un **triple enlace** entre los átomos de Nitrógeno, para que ambos completen el octeto.

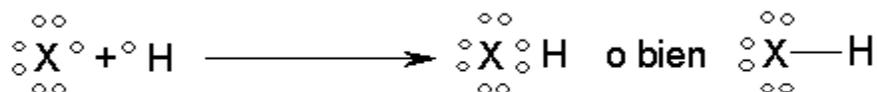


El hidrógeno elemental también está constituido por moléculas diatómicas, pero debido a que están formadas por átomos con un solo electrón, es imposible que cumpla con la regla del octeto, el hidrógeno sólo tiende a tener DOS electrones alrededor.



Otros ejemplos de sustancias gaseosas, pero formados por dos elementos son; los óxidos de carbono, los óxidos de nitrógeno y los halogenuros de hidrógeno.

A continuación se ve la representación de Lewis para estos últimos; X puede ser F, Cl, Br ó I, todos ellos tienen siete electrones en su capa de valencia:



Otros ejemplos de compuestos gaseosos formados por moléculas con más de dos átomos, son: los dióxidos de carbono, nitrógeno y azufre, (CO<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>). El amoníaco (NH<sub>3</sub>), el metano (CH<sub>4</sub>), y el sulfuro de hidrógeno (H<sub>2</sub>S).

## 14.2.- Método general para obtener estructuras de Lewis

1. Observe el tipo y el número de átomos que tiene el compuesto, a partir de su fórmula química.
2. Determine el número de electrones de valencia que tiene cada átomo, para lo cual puede utilizar su posición en la tabla periódica. Con esta información también determinará el número total de electrones de valencia que va a utilizar para construir la estructura de puntos.
3. Dibuje una propuesta de estructura para el compuesto. Para ello una los átomos presentes entre sí con líneas rectas (éstas representan pares de electrones compartidos, es decir, **enlaces sencillos**). Este paso puede resultar difícil, ya que no es común contar con suficiente información para esbozar el esqueleto. Sin embargo, y a menos que tenga alguna otra información, asuma que en moléculas sencillas que tienen un átomo de un elemento y varios átomos de otro, el átomo único está en el centro.
4. Coloque puntos alrededor de los átomos de tal manera que cada uno tenga ocho electrones (para cumplir con la regla del octeto). Recuerde que el hidrógeno es una excepción y tan sólo tendrá dos puntos.
5. Verifique que el número total de electrones de valencia esté plasmado en tu estructura. Si no es el caso, posiblemente se trate de un compuesto que no satisface la regla del octeto.

Como un ejemplo del empleo de estas reglas, en la Tabla siguiente se resume la determinación de la estructura de puntos del cloroformo,  $\text{CHCl}_3$ . El compuesto cumple con la regla del octeto y al completar los octetos de carbono y cloros nos encontramos con los 26 electrones de valencia en total.

Actividad.

a.- Determinación de la estructura de Lewis del triclorometano,  $\text{CHCl}_3$  (cloroformo).

Molécula	Tipo y Número de átomos	Electrones de valencia de cada átomo	Número total de electrones de valencia	Estructura	Estructura de Lewis
<b>CHCl<sub>3</sub></b>	C = 1 H = 1 Cl = 3	C = 4 H = 1 Cl = 7	C = 1 x 4 = 4 H = 1 x 1 = 1 Cl = 3 x 7 = 21 Total = 26		

### 14.3.- Moléculas con enlaces dobles y triples

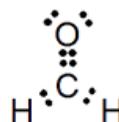
Hemos visto como el modelo de Lewis explica las moléculas de O<sub>2</sub> y de N<sub>2</sub>.

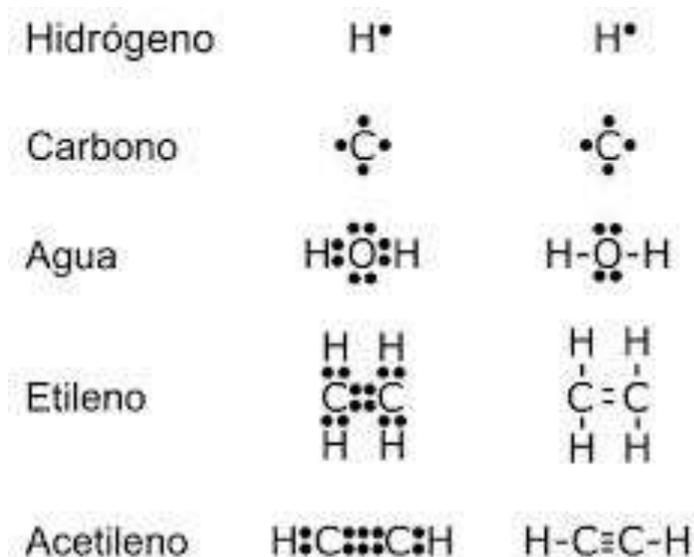
Tomemos ahora el caso del dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) y tratemos de dibujar su estructura de puntos. En la Tabla que se muestra a continuación se resume la información necesaria y las estructuras posibles para esta molécula.

Determinación de la estructura de puntos del CO<sub>2</sub>

Molécula	Tipo y Número de átomos	Electrones de valencia de cada átomo	Número total de electrones de valencia	Estructura	Estructura de Lewis
<b>CO<sub>2</sub></b>	C = 1 O = 2	C = 4 O = 6	C = 1 x 4 = 4 O = 2 x 6 = 12 Total = 16	O – C – O	

Otros ejemplos de moléculas con enlaces múltiples son el cianuro de hidrógeno, HCN y el formol, H<sub>2</sub>CO. Dibuje sus estructuras de Lewis.



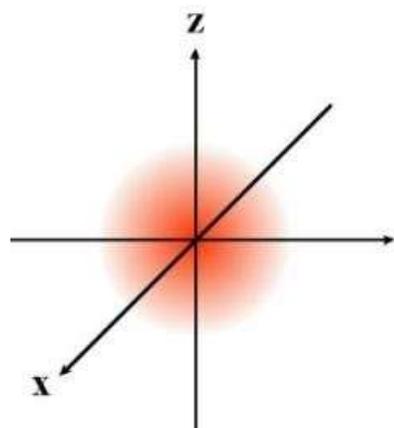


## 15.- Orbitales y Números Cuánticos.

Como ya hemos visto, Bohr propuso un modelo atómico con orbitas circulares para los elementos.

Mientras que en el modelo de Bohr se hablaba de **órbitas definidas** en el modelo de Schrödinger sólo podemos hablar de las **distribuciones probables para un electrón** con cierto nivel de energía. Así para un electrón en el **estado fundamental**, la probabilidad de la distribución se refleja en la siguiente figura, dónde la intensidad del color rojo indica una **mayor probabilidad de encontrar al electrón en esa región**, o lo que es lo mismo una mayor densidad electrónica.

De la resolución de la ecuación de onda de Schrödinger se obtiene una serie de **funciones de onda** (o probabilidades de distribución de los electrones) para los diferentes niveles energéticos que se denominan **orbitales atómicos**. La figura anterior representa el **orbital de mínima energía del átomo de hidrógeno**. Mientras que el modelo de Bohr utilizaba un **número cuántico(n)** para definir una **órbita** el



modelo de Schrödinger utiliza **cuatro números cuánticos** para describir un orbital:  **$n$ ,  $l$ ,  $m$  y  $s$** . A continuación, las características de estos números:

1. **Número cuántico principal ( $n$ ):** Representa al nivel de energía (estado estacionario de Bohr) y su valor es un número entero

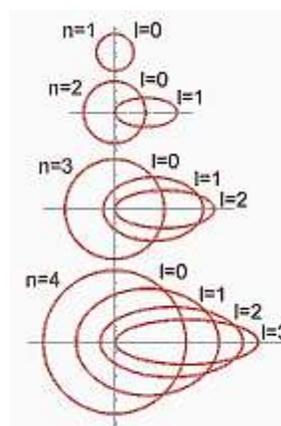


positivo (1, 2, 3, 4, etc.) y se le asocia a la idea física del **volumen del orbital**. Dicho de otra manera el número cuántico principal determina el **tamaño de las órbitas**, por tanto, la distancia al núcleo de un electrón vendrá determinada por este número cuántico. Todas las órbitas con el mismo número cuántico principal forman una capa. Su valor puede ser cualquier número

natural mayor que 0 (1, 2, 3...) y dependiendo de su valor, cada capa recibe como designación una letra. Si el número cuántico principal es 1, la capa se denomina K, si 2 L, si 3 M, si 4 N, si 5 P, etc.

2. **Número cuántico secundario ( $l$ ) (Azimutal):**

Identifica al subnivel de energía del electrón y se le asocia a la forma del orbital. Sus valores dependen del número cuántico principal " $n$ ", es decir, sus valores son todos los enteros entre 0 y ( $n-1$ ), incluyendo al 0. Ejemplo:  $n = 4$ ;  $l = 0, 1, 2, 3$ . Dicho de otra manera, el número cuántico azimutal determina la



excentricidad de la órbita, cuanto mayor sea, más excéntrica será, es decir, más aplanada será la elipse que recorre el electrón. Su valor depende del número cuántico principal  $n$ , pudiendo variar desde 0 hasta una unidad menos que éste (desde 0 hasta  $n-1$ ). Así, en la capa K, como  $n$  vale 1, " $l$ " sólo puede tomar el valor 0, correspondiente a una órbita circular. En la capa M, en la que  $n$  toma el valor de 3, " $l$ " tomará los valores

de 0, 1 y 2, el primero correspondiente a una órbita circular y los segundos a órbitas cada vez más excéntricas. Dicho de otra forma, el valor de “l” es un valor entero que va desde cero hasta (n-1). Así tenemos que, para  $n = 4$ , los valores probables de “l” son 0, 1, 2 y 3, para los cuales también se utilizan letras:

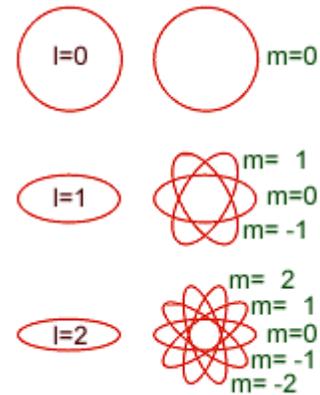
- a.  $l = 0$  (s)
- b.  $l = 1$  (p)
- c.  $l = 2$  (d)
- d.  $l = 3$  (f)

Estas letras s, p, d y f se eligieron en un principio, basándose en las observaciones sobre los espectros de rayas de ciertos elementos, el sodio entre otros. Se observó que ciertas rayas pertenecían a una serie neta (Sharp, en inglés) y se asociaron con transiciones energéticas correspondientes a la subcapa “s”. Otras líneas espectrales se clasificaron como pertenecientes a una serie principal, a una difusa o a una fundamental, y de aquí que se designasen con las iniciales p, d y f, respectivamente.

Cada uno de estos valores corresponde a una forma determinada de la nube electrónica, así, para  $l = 0$ , la nube electrónica tiene forma esférica; para  $l = 1$ , tiene forma alargada con dos lóbulos (como un ocho) y para valores más altos resultan formas muy complicadas, difíciles de representar por un esquema sencillo.

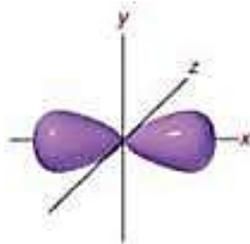
3. **Número cuántico magnético (m):** Describe las **orientaciones espaciales de los orbitales**. Sus valores son todos los enteros del intervalo **(-l, +l) incluyendo el 0**. Ejemplo:  $n = 4$ ,  $l = 0, 1, 2, 3$ ,  $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ . Dicho de otra manera, El número cuántico magnético determina la orientación espacial de las órbitas, de las elipses. Su valor dependerá del número de elipses existente y varía desde  $-l$  hasta  $+l$ , pasando por el valor 0. Así, si el valor de  $l$  es 2, las órbitas podrán tener 5 orientaciones en el espacio, con los valores de  $m = -2, -1, 0, 1$  y 2. Si el número cuántico azimutal es 1, existen tres orientaciones posible (-1, 0 y 1), mientras que si es 0, sólo hay una posible orientación espacial, correspondiente al valor de  $m = 0$ .

El conjunto de estos tres números cuánticos determinan la forma y orientación de la órbita que describe el electrón y que se denomina orbital. Según el número cuántico azimutal ( $l$ ), el orbital recibe un nombre distinto. Cuando  $l = 0$ , se llama orbital s; si vale 1, se denomina orbital p, cuando 2 d, si su valor es 3, se denomina

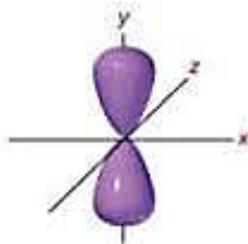


orbital f, si 4 g, y así sucesivamente. Pero no todas las capa tienen el mismo número de orbitales, el número de orbitales depende de la capa y, por tanto, del número cuántico  $n$ . Así, en la capa K, como  $n = 1$ ,  $l$  sólo puede tomar el valor 0 (desde 0 hasta  $n-1$ , que es 0) y  $m$  también valdrá 0 (su valor varía desde  $-l$  hasta  $l$ , que en este caso valen ambos 0), así que sólo hay un orbital s, de valores de números cuánticos (1, 0, 0). En la capa M, en la que  $n$  toma el valor 3. El valor de  $l$  puede ser 0, 1 y 2. En el primer caso ( $l = 0$ ),  $m$  tomará el valor 0, habrá un orbital s; en el segundo caso ( $l = 1$ ),  $m$  podrá tomar los valores -1, 0 y 1 y existirán 3 orbitales p; en el caso final ( $l = 2$ )  $m$  tomará los valores -2, -1, 0, 1 y 2, por lo que hay 5 orbitales d. En general, habrá en cada capa  $n^2$  orbitales, el primero s, 3 serán p, 5 d, 7 f, etc. Dicho de una manera más simple, el número cuántico magnético,  $m$ , representa la orientación de la nube electrónica en el espacio, frente a un campo magnético exterior. Los valores de “ $m$ ” son también enteros y dependen del valor de “ $l$ ”. Así, por ejemplo, cuando  $l = 0$ ,  $m$  también es igual a cero. Esto es lógico si consideramos que cuando  $l = 0$  resulta una órbita esférica y una esfera tiene igual orientación en el espacio en todas direcciones. En otras palabras, independientemente de cuál sea la orientación de una esfera, siempre será igual para un observador situado en el exterior. Sin embargo, cuando  $l = 1$  (orbitales p) hay tres clases diferentes de orbitales, que vienen dados por tres valores probables de  $m$ :  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ , puesto que

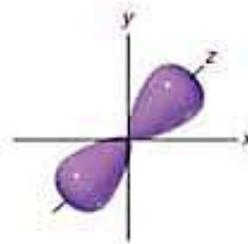
una nube que tenga dos lóbulos puede estar orientada en tal forma que su eje mayor coincida con cada uno de los ejes de coordenadas, puede tener un extremo que apunta hacia el observador, o bien coincidir con la línea que va de oreja a oreja del mismo o con la que va de la cabeza a los pies.



Orbital atómico  $2p_x$

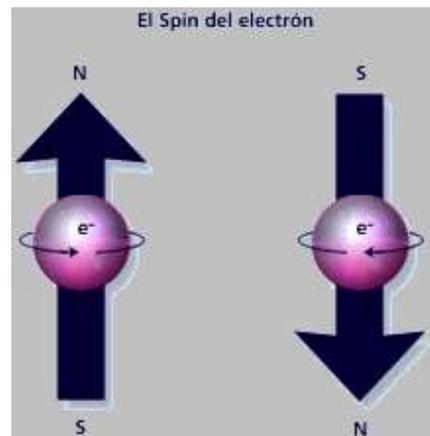


Orbital atómico  $2p_y$



Orbital atómico  $2p_z$

4. **Número cuántico de espín ( $s$ ): Describe el giro del electrón en torno a su propio eje**, en un movimiento de rotación. Este giro puede hacerlo sólo en dos direcciones, opuestas entre sí. Por ello, los valores que puede tomar el número cuántico de spin son  $-1/2$  y  $+1/2$ . Dicho de otra manera, Cada electrón, en un orbital, gira sobre sí mismo. Este giro puede ser en el mismo sentido que el de su movimiento orbital o en sentido contrario. Este hecho se determina mediante un nuevo número cuántico, el número cuántico de spin  $s$ , que puede tomar dos valores,  $1/2$  y  $-1/2$ . Se ha supuesto que el electrón es una carga eléctrica giratoria y, como quiera que una carga en estas condiciones crea un campo magnético, se deduce que el electrón actúa como un pequeño imán. Esta propiedad que tiene el electrón de girar en torno a su propio eje se denomina "spin" (giro o rotación giroscópica) y se representa por el número cuántico "s" el cuál solo tiene dos valores posibles,  $+ 1/2$  cuando el electrón



gira en el sentido de las agujas del reloj y  $-\frac{1}{2}$  cuando gira en sentido contrario.

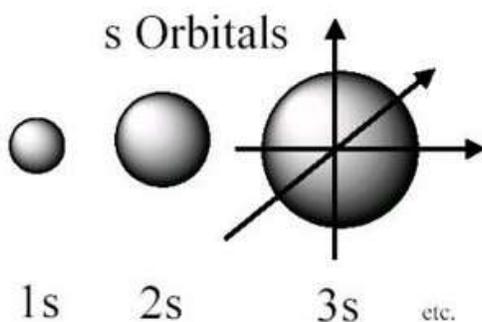
### 15.2.- Principio de Exclusión de Pauli.

De acuerdo con el "**Principio de Exclusión de Pauli**", en ningún átomo pueden existir dos electrones con el mismo conjunto de valores para los cuatro números cuánticos. Dos electrones pueden tener el mismo número principal, el mismo número cuántico secundario, el mismo número cuántico magnético, pero tendrán en este caso, diferentes spines. La tabla siguiente resume los detalles acerca de los cuatro números cuánticos y las características del electrón que ellos representan:

Clase	Símbolo	Característica
Principal	n	Tamaño de la nube electrónica
Secundario	l	Forma de la nube electrónica
Magnético	m	Orientación de la nube electrónica
Spin	s	Giro del electrón sobre su eje

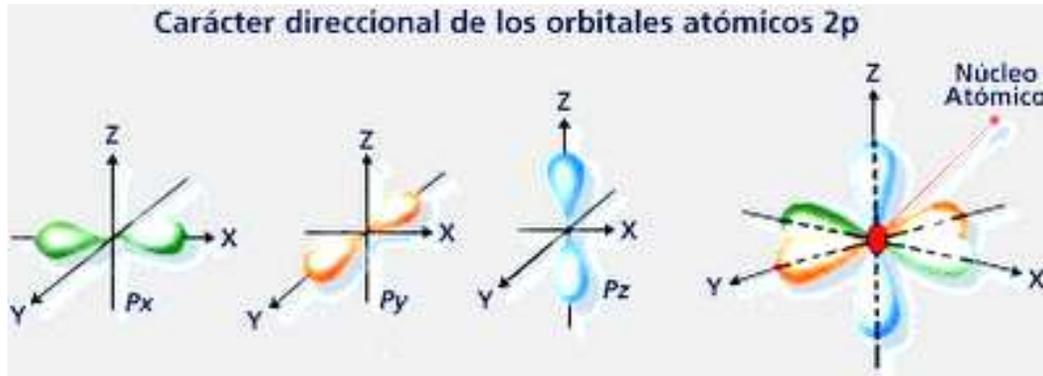
### 15.3.- Representación de los Orbitales.

1. **Orbitales "s"**: Los orbitales "s" son esféricamente simétricos.

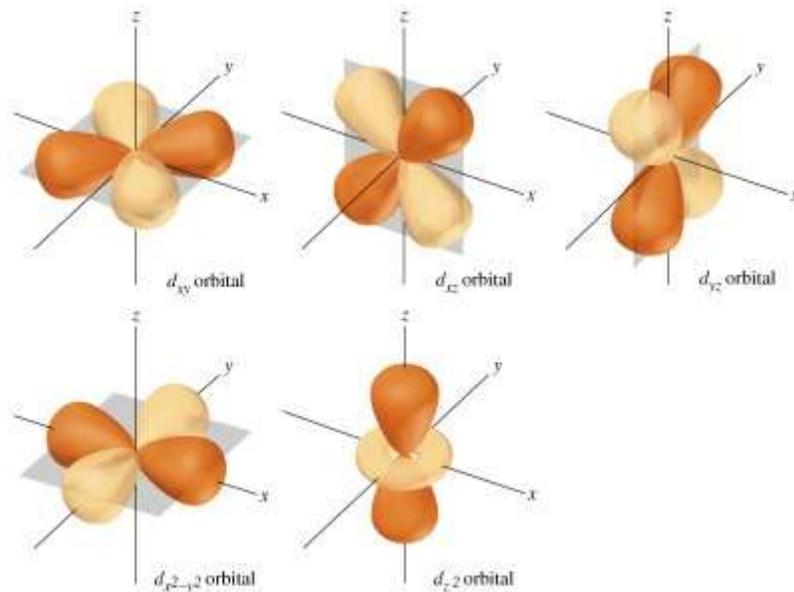


2. **Orbitales "p"**: La forma de los orbitales p es de dos lóbulos situados en lados opuestos al núcleo. Hay tres tipos de orbitales p ( $m = -1, 0, 1$ ) que difieren en su orientación. No hay una correlación simple entre los tres números cuánticos magnéticos y

las tres orientaciones: las direcciones x, y, z. Los tres orbitales p del nivel n se denominan  $n p_x$ ,  $n p_y$ ,  $n p_z$ , siendo "n" el valor del número cuántico principal o nivel de energía del orbital. Los orbitales p al igual que los s aumentan de tamaño al aumentar el número cuántico principal.



3. **Orbitales "d":** En el tercer subnivel tenemos 5 orbitales atómicos (para  $n > 3$   $l = 2$ ;  $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ ) con diferentes orientaciones en el espacio tal y como vemos en la figura :



4. **Orbitales "f":** Son orbitales de mayor energía. Para  $n > 4$  tendremos 7 orbitales f ( $l = 3$  y  $m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ ). Los orbitales f son importantes para comprender el comportamiento de los elementos con número atómico mayor a 57.

### Observaciones:

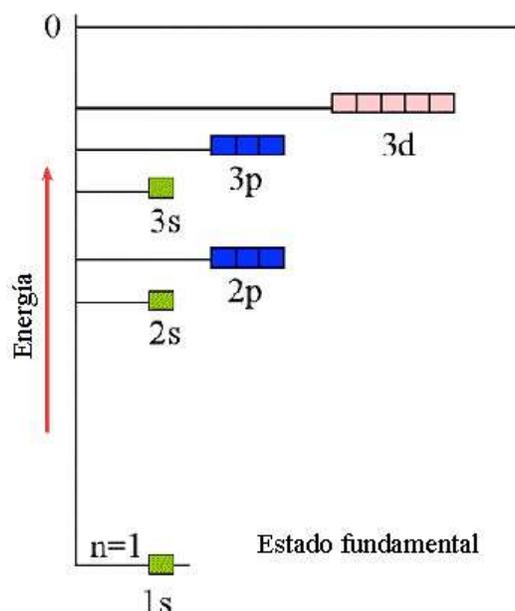
Para valores de  $n > 5$  tenemos los orbitales g y subsiguientes (a partir de f sigue el orden alfabético de las consonantes). En química general nos bastará con los orbitales s, p, d y f para comprender las propiedades de los elementos.

### 15.4.- Las energías de los orbitales atómicos

En el modelo de Bohr, la energía de un electrón dependía únicamente del número cuántico principal. Lo mismo ocurre en la descripción de los orbitales atómicos en mecánica cuántica para el átomo de hidrógeno.

Para átomos con más de un electrón (poli-electrónicos) los orbitales atómicos tienen la misma forma que los orbitales del átomo de hidrógeno, pero la presencia de más de un electrón afecta a los niveles de energía de los orbitales (debido a la repulsión entre dos electrones).

Así por ejemplo el orbital 2s tiene un valor de energía menor que los orbitales 2p para átomos con más de un electrón:



Por lo tanto, la **combinación de  $n$  y  $l$  describe a un orbital que es la región del espacio en la que es más probable encontrar al electrón y en la cual tiene una cantidad específica de energía.** El

valor que tome el número cuántico secundario (l) determina el tipo de orbital:

Valor de l	Tipo de Orbital	Número de electrones
0	s	2
1	p	6
2	d	10
3	f	14

**Cuadro que resume los orbitales que hay en cada nivel de energía y la capacidad máxima de electrones que pueden contener los niveles y subniveles de energía.**

Nivel de Energía (n)	N° de orbitales				N° Total de orbitales (n <sup>2</sup> )	N° máximo de electrones (2 n <sup>2</sup> )
	s	p	d	f		
1	1				1	2
2	1	3			4	8
3	1	3	5		9	18
4	1	3	5	7	16	32

### 15.5.- Tipos de configuración electrónica.

Para escribir la configuración electrónica de un elemento, existen cuatro modalidades, con mayor o menor complejidad de comprensión, que son:

#### 15.5.1.- Configuración estándar

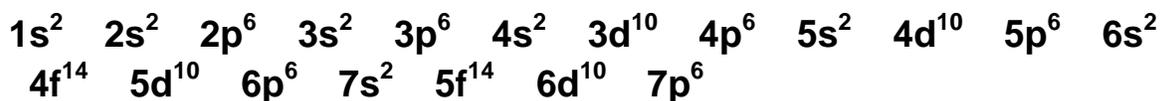
Se representa la configuración electrónica que se obtiene usando el **cuadro de las diagonales** (una de sus formas gráficas se muestra en la imagen de la derecha). Este diagrama se conoce con el nombre de "Diagrama de Moeller".

Es importante recordar que los orbitales se van llenando en el orden en que aparecen,



siguiendo esas diagonales, empezando siempre por el 1s.

Aplicando el mencionado cuadro de las diagonales la configuración electrónica estándar, para cualquier átomo, es la siguiente:



### 15.5.2.- Configuración condensada

Los niveles que aparecen llenos en la configuración estándar se pueden representar con un gas noble (elemento del grupo VIII A, **Tabla Periódica de los elementos**), donde el número atómico del gas coincida con el número de electrones que llenaron el último nivel.

Ejemplo: S: (Ne)  $3s^2, 3p^4$

### 15.5.3.- Configuración desarrollada

Consiste en representar todos los electrones de un átomo empleando flechas para simbolizar el spin de cada uno. El llenado se realiza respetando el principio de exclusión de Pauli y la Regla de máxima multiplicidad de Hund, de la cual hablaremos más adelante.

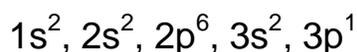
### 15.5.4.- Configuración semi-desarrollada

Esta representación es una combinación entre la configuración condensada y la configuración desarrollada. En ella sólo se representan los electrones del último nivel de energía.

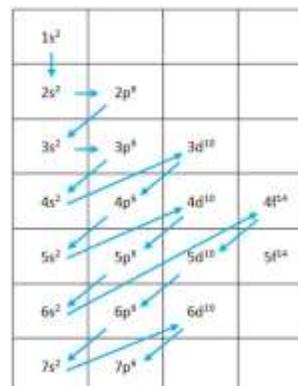
Actividades:

a.- Determine la configuración electrónica del elemento  $Z = 13$

Empleamos el diagrama de Moeller para determinar la configuración electrónica:



Al sumar los súper índices tendremos el número atómico buscado:  $2 + 2 + 6 + 2 + 1 = 13$



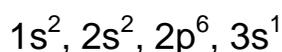
Observe que el último subnivel, a pesar que su máxima capacidad es de 6 electrones (2 electrones por orbital), solo contiene un electrón desapareado, específicamente en el orbital  $3p_x$ .

b.- Determine la distribución electrónica del átomo de sodio de número atómico  $Z = 11$  y masa atómica 23.

---

Para realizar la distribución electrónica solo nos interesa el número atómico  $Z = 11$ .

Empleamos el diagrama de Moeller anterior y obtenemos:

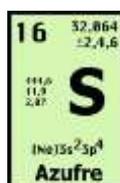


c.- Dada la siguiente configuración electrónica:  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$ ; indique a que elemento corresponde.

---

Contamos los electrones:  $2 + 2 + 6 + 2 + 4 = 16$ .

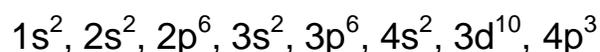
Buscamos en la tabla periódica el elemento de número atómico 16 y obtenemos:



d. Si el último término de una distribución electrónica es  $4p^3$ , ¿Cuál es el número atómico correspondiente?

---

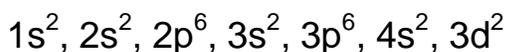
Empleando el mismo diagrama, completamos esta distribución electrónica hasta alcanzar  $4p^3$ :



Luego:  $Z = 2+2+6+2+6+2+10+3 = 33$  Corresponde al Arsénico, As

e.- Si el último término de una distribución electrónica es  $3d^2$ , ¿Cuál es el número atómico correspondiente?

Al igual que en el caso anterior, recurrimos al diagrama de Moeller:



$Z = 2+2+6+2+6+2+2 = 22$  que corresponde al Titanio, Ti

Resolver los siguientes ejercicios:

1. Si el último término de una distribución electrónica es  $5s^2$ , ¿Cuál es el número atómico correspondiente?

**R: Rutenio, Ru, Z = 38**

2. En el átomo de cloro ( $Z = 17$ ), ¿cuántos electrones giran en su última órbita?

**R: Existen 7 electrones en el nivel 3.**

3. ¿Cuál es el último nivel energético del calcio ( $Z = 20$ )?

**R: nivel 4**

4. ¿Cuál es el último nivel energético del oro ( $Z = 79$ )?

**R: nivel 6 = nivel P**

5. El Manganeso tiene peso atómico 55 y número atómico 25. ¿Qué cantidad de electrones existirá en su último nivel de energía?

**R: En el nivel 4 existen 2 electrones**

Ejercicios para Resolver:

1.- Complete el siguiente cuadro:

Símbolo	Z	A	p	e <sup>-</sup>	N	Configuración Electrónica
C	6				6	
Fe		56	26			
S		32			16	
K <sup>+</sup>					20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
O <sup>-2</sup>				10	8	
Mn	25	55				
Ag		108				$[\text{Kr}] 5s^2 4d^9$
Rb <sup>+</sup>		85	37			
Zn			30		35	

2) El Br, como vemos en la tabla periódica tiene una masa cercana a 80, pero el  $^{80}\text{Br}$  no se encuentra en la naturaleza. ¿Cómo podemos explicar este concepto?

3) Tenemos átomos de Na y los ordenamos en una hilera a lo largo de una cuadra (120m). Si suponemos que son esferas y no ejercen ningún tipo de fuerza entre ellas, ¿Cuántos átomos necesitamos para cubrir esa distancia? Radio Na= 186 pm

4) El oxígeno tiene 3 isótopos  $^{16}_8\text{O}$  (99,759%) con masa atómica 15,99491 uma Unidad de masa atómica),  $^{17}_8\text{O}$  (0,037%) con un masa atómica de 16,99914 uma y  $^{18}_8\text{O}$  (0,204%) con una masa de 17,99916. ¿Cuál es la masa atómica del oxígeno?

5) La masa atómica del Cloro es 35,45. La masa del isótopo  $^{35}_{17}\text{Cl}$  es 34,96885 y la del isótopo  $^{37}_{17}\text{Cl}$  es de 36,9659. Con estos datos determine ¿cuál es la abundancia de cada isótopo en la naturaleza?

6) Se cree que el protón tiene un radio de  $1,3 \times 10^{-13}$  cm y una masa atómica promedio de  $1,67 \times 10^{-24}$  g. Una pelota de baloncesto tiene un radio de 12,0 cm ¿Cuál sería la masa de una pelota que tuviera la misma densidad del protón? ¿Podría levantarla?

7) Indique cuál de estas especies son isoelectrónicas (igual distribución electrónica) entre sí:  $\text{S}^{-2}$ ,  $\text{O}^{-2}$ ,  $\text{F}^{-}$ ,  $\text{K}^{+}$ ,  $\text{Br}^{-}$ ,  $\text{Li}^{+}$ , Ar,  $\text{Cl}^{-}$ , Ne,  $\text{Al}^{+3}$ ,  $\text{Na}^{+}$ ,  $\text{Ca}^{+2}$

8) Completar la siguiente tabla, donde la columna de masas atómicas está referida a los que aparecen en la tabla periódica:

Elemento	Masa atómica uma	Masa de un mol de átomos uma	gramos
Ca			
	79.904 uma		
			51.9961
P			

## 15.6.- Desviaciones de las Estructuras Electrónicas Esperadas

Esto ocurre particularmente en elementos con un número atómico grande en los que los niveles d y f se empiezan a llenar. Un ejemplo de esto es el hierro, número atómico 26.

Su estructura esperada sería:  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^8$

Pero su estructura real es:  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^6, 4s^2$

El nivel 3d sin llenar (con 6 electrones) es lo que causa el comportamiento magnético del hierro.

Valencia.- capacidad de un elemento para combinarse químicamente con otros elementos, y se determina por el número de electrones en los niveles combinados sp más externos.

## 15.7.- Resumen.

Hasta este punto hemos hecho una cronología de los descubrimientos más relevantes que culminaron en el diseño de un modelo atómico basado en la teoría de la mecánica cuántica. Hemos conocido fenómenos como la radiactividad, la producción de rayos X y la existencia de los electrones, que condujeron a descifrar la estructura atómica; hemos podido darnos cuenta del ingenio de los científicos para diseñar experimentos que les permitieron medir la carga y la masa del electrón.

El átomo es considerado en la actualidad como un núcleo rodeado de una nube difusa de electrones. Los electrones giran alrededor del núcleo a distancias definidas por el número cuántico principal o nivel de energía (n), y describen ciertas trayectorias al girar, llamadas comúnmente orbitales, aunque el término más adecuado es reempes.

A las reempes se les asignan formas definidas por los valores del número cuántico secundario o azimutal (l); las formas de los orbitales son circulares para s, elípticas concéntricas para orbitales p y bastante complejas para los orbitales d y f; los valores de "l" son:

$l = 0$  para subniveles s

$l = 1$  para subniveles p

$l = 2$  para subniveles d

$l = 3$  para subniveles f

El número cuántico  $m$ , define la orientación de los orbitales en el espacio y sus valores dependen de los valores de  $l$ , en cada orbital giran como máximo dos electrones, cada uno debe rotar en dirección opuesta para generar atracción magnética y dar estabilidad al orbital. La dirección de la rotación del electrón la define el número cuántico  $s$ .

Las configuraciones electrónicas permiten comprender el comportamiento de los átomos en sus diversas manifestaciones físico-químicas: formación de compuestos, reactividad, capacidad de oxidación o reducción, magnetismo, brillo, tenacidad, entre otras.

En la medida que avancemos en nuestro estudio, comprobaremos que las propiedades de los átomos dependen de la distribución de sus electrones alrededor del núcleo, en especial de los electrones más alejados; electrones de valencia o de enlace. La configuración electrónica también permite ubicar y ordenar a los átomos en la tabla periódica.

## Bibliografía

- <http://www.monografias.com/trabajos71/propiedades-caracteristicas-quimica/propiedades-caracteristicas-quimica.shtml>
- <http://www.wikiteka.com/apuntes/propiedades-caracteristicas-y-no-caracteristicas-de-los-elementos/>
- .[http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena6/3q6\\_contenidos\\_1a\\_ampliacion.htm](http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena6/3q6_contenidos_1a_ampliacion.htm)
- .[http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/Lewis\\_15330.pdf](http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/Lewis_15330.pdf)
- .<http://www.montenegroripoll.com/Quimica2/Tema3/lewis.htm>
- .<http://iiquimica.blogspot.com/2006/02/orbitales-y-nmeros-cuanticos.html>
- . <http://prof.usb.ve/hreveren/capitulo2.pdf>. “CIENCIA E INGENIERÍA DE LOS MATERIALES” – CAPITULO 2: ESTRUCTURA ATÓMICA. J.D.O. Barceinas Sánchez y A. Juárez Hernández
- .[http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Configuracion\\_electronica.html](http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Configuracion_electronica.html)

Se recomienda la lectura de los siguientes textos:

Aguilar Sahún, G., Cruz, G. y Flores J., “**Una hojeda a la materia**”, Colección “La ciencia desde México” N 3, SEP-FCE-CONACYT, México, 1986.

Cruz, D., Chamizo, J. A. y Garritz, A., “**Estructura Atómica. Un enfoque químico**”, Colección “La ciencia desde México” N 97 SEP-FCE-CONACYT, México, 1991.

García Horacio, “**El alquimista herrante Paracelso**”, Colección Viajeros del Conocimiento, Edit. Pangea, México, 1994.

García Horacio, “**El investigador del fuego**”, Antoine L. Lavoisier, Colección Viajeros del Conocimiento Edit. Pangea, México, 1994.

García Horacio, “**La cacería de lo inestable Marie Curie**” Colección Viajeros del Conocimiento, Edit. Pangea, México, 1994.

